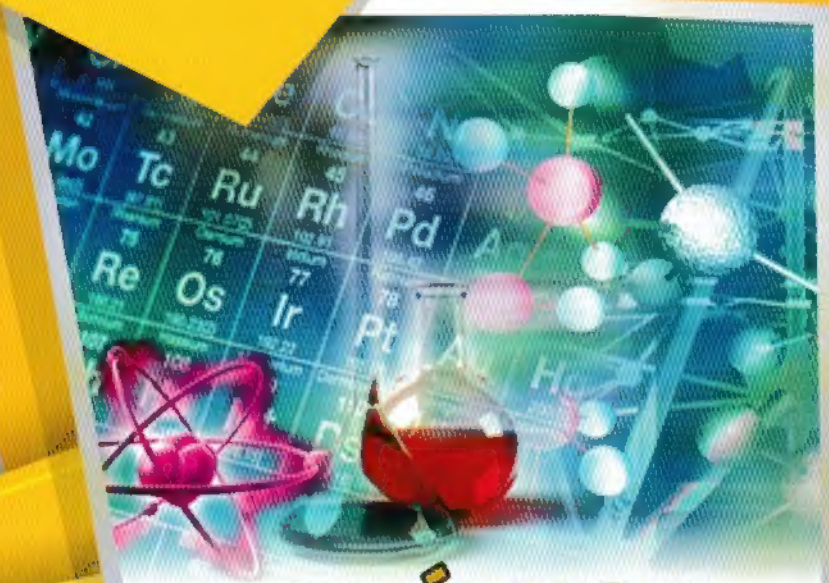
Teoría y Práctica

Enlace Químico - Geometría y Fuerzas Intermoleculares

7



QUÍMICA

¡Full CEPRES!
+ EXAMENES DE ADMISION

César Urquizo P.
Ricardo Vega A.

FONDO EDITORIAL RODO
Siempre competitivo

Teoría y Práctica

Enlace Químico - Geometría y Fuerzas Intermoleculares

7

QUÍMICA

¡Full CEPRES!
+ EXAMENES DE ADMISION

Ing. Ricardo Vega Alave

FONDO EDITORIAL
RODO
Siempre competitivo

E&M

PRESENTACIÓN

El **Fondo Editorial RODO** es un grupo educativo con formado por profesionales de experiencia que por muchos años vienen participando en el análisis y producción de textos acordes con las necesidades del sistema educativo. Conocedores de la realidad de nuestro educando que día a día nos muestra la interacción con ellos en las aulas de clase y poniendo de manifiesto nuestro compromiso como educadores hemos asumido el reto de contribuir a elevar el nivel académico de manera integral.

Continuando con la elaboración de nuestra colección con miras al ciclo académico 2015, en está oportunidad presentamos el texto teórico - práctico denominado **TEMAS SELECTOS DE QUÍMICA**, desarrollado con la gran experiencia de nuestro grupo humano. Caracterizándolo así por el rigor y la exigencia académica , ya que abarca los temas y preguntas solicitadas según la currícula de los centros preuniversitarios de las universidades más importantes del país relacionados con el curso.

Esta obra es la continuación de nuestra serie de publicaciones, caracterizada por la calidad e innovación constatada en los miles de ingresantes que han tenido como apoyo nuestras colecciones, esperando los comentarios y sugerencias las cuales sabremos aceptar

La presente serie de boletines consta de una sección teórica, donde se muestra toda la teoría referente al capítulo o capítulos mostrados en el boletín, luego se determina una sección de 100 problemas resueltos por los autores clasificados por nivel de exigencia de menor a mayor dificultad, explicados de manera clara y sencilla que servirá tanto para alumnos que recién empiezan su camino a la universidad, como alumnos de nivel avanzado, dándole nuevas alternativas de solución, luego se cuenta con 100 problemas propuestos con sus respectivas claves para que el alumno mida su nivel de comprensión respecto al capítulo con problemas de igual exigencia que la sección anterior, por último se muestra una sección de exámenes de admisión del curso en mención, con soluciones explicadas de la mejor manera.

Fondo Editorial RODO
De: Walter Z. Benitez Nuñez.

E&M

ENLACE QUÍMICO - GEOMETRÍA Y FUERZAS INTERMOLECULARES

FONDO EDITORIAL RODO

QUÍMICA - TEMA SELECTO 07, 2da Edición

No está permitida la reproducción total o parcial de este libro, tampoco su tratamiento informático, ni la transmisión de ninguna forma o por cualquier medio, ya sea electrónico, mecánico, por fotocopia, por registro u otros métodos, sin el permiso previo y por escrito de los titulares del copyright.

DERECHOS RESERVADOS © Mayo 2016 por
FONDO EDITORIAL RODO

de Walter Z. Benitez Nuñez
Av. Venezuela 979 Of. 205 - Breña
LIMA 05, PERÚ ☎ 424-6350 992-796104

Hecho el Depósito Legal en la Biblioteca Nacional del Perú
N°: 2016-06661

EQUIPO PEDAGÓGICO
Ing. Ricardo Luis Vega Alave

DIAGRAMACIÓN, DIGITACIÓN Y GRÁFICOS
Claudia Gisell Llosa La Serna
José Miguel Gallo Ballena

IMPRESO EN PERÚ PRINTED IN PERÚ
Impreso en los Talleres Gráficos de GRAFIC PLUS S. A. C.
Jr. Chincha N° 434 A. H. VI ZONA LIMA - Lima 11

ENLACE QUÍMICO

INTRODUCCIÓN

Sabemos del estudio correspondiente a la descripción de la tabla periódica, que se conocen de la presencia de alrededor de un centenar de elementos químicos, en este capítulo nos corresponde el estudio básicamente de los compuestos químicos que como sabemos se producen por combinación de dos o más elementos diferentes y además estos compuestos se cuentan por cientos de miles e incluso se predicen millones de ellos (en comparación al reducido número de elementos) lo que hace de este capítulo de gran importancia para el conocimiento de los estudiantes.

En dichos compuestos, los átomos se mantiene unidos gracias a los enlaces químicos, cuyos tipos depende de la naturaleza de los elementos unidos, pero por ser su formación un fenómeno químico, las propiedades de dichos compuestos son nuevas y muy importantes de conocer, en ese sentido podemos afirmar dado el gran número de especies que se van a estudiar, que con este capítulo se inicia la química propiamente dicha.

I. CONCEPTO

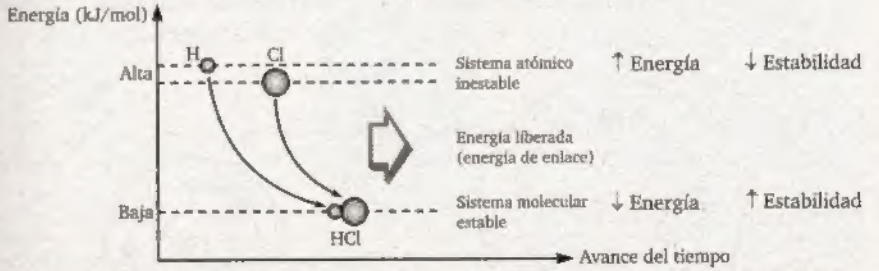
Los átomo se enlazan para alcanzar mayor estabilidad, llegando a un menor estado energético, liberando energía.

II. FORMACIÓN DEL ENLACE QUÍMICO

La formación de un enlace químico se produce a partir de una reacción química, por lo que corresponde a un fenómeno químico, que en general podemos decir que se lleva a cabo en tres etapas:

1) Aproximación de las especies que se van a unir hasta una distancia máxima permitida al cual se denomina longitud de enlace.
2) Interacción de los electrones de las capas externas de los átomos.
3) Reacomodo de los electrones de las capas externas con la consiguiente liberación de energía, esto evidencia la formación del enlace.

Podemos ilustrar estas etapas de formación del enlace tomando como ejemplo la formación del compuesto HCl (cloruro de hidrógeno) por combinación de los elementos cloro (Cl) e hidrógeno (H):



Se puede escribir este proceso en términos de una ecuación química:

$$H + Cl \longrightarrow H - Cl + 428\ kJ/mol$$ → Energía de formación

Dicha cantidad de energía liberada se denomina energía de enlace (EE) el cual es numéricamente igual a la energía que debe absorber el compuesto "HCl" si quisiéramos disociar o romper el enlace formado, a esto se denomina energía de disociación (ED).

Se cumple:

$$\text{Energía formación} = \text{Energía de disociación} = \text{Energía de enlace}$$

III. TIPOS DE ENLACES QUÍMICOS

De acuerdo a los tipos de especies que se van a unir (átomos, iones, moléculas), los enlaces químicos se pueden clasificar como:

INTERATÓMICOS
• Iónico o electrovalente • Covalente • Metálico

ENLACES INTERATÓMICOS

Los enlaces interatómicos como su nombre lo indica se producen entre átomos, sean estos neutros o ionizados, tenemos los subtipos:

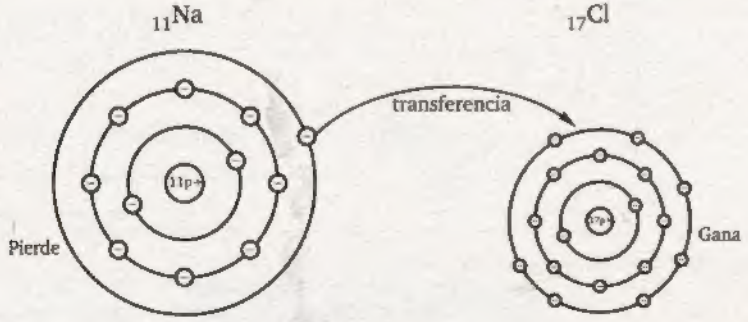
A. ENLACE IÓNICO

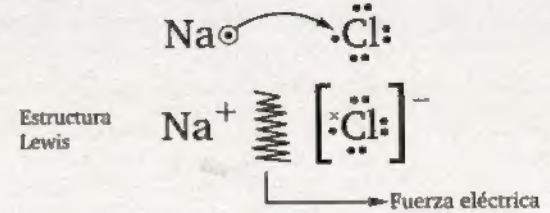
Llamado también enlace electrovalente, este tipo de enlace como su nombre lo indica se produce entre iones de cargas opuestas los cuales se atraen debido a la fuerza electrostática, siendo esta fuerza de gran intensidad lo que hace de este enlace el más fuerte a nivel atómico.

Los iones de cargas opuestas provienen por lo general de la interacción de un átomo metálico con otro no metálico lo que genera la transferencia de uno o más electrones:

Mecanismo de transferencia de electrones

Desde el metal cuya tendencia es a perder electrones hacia el no metal cuya tendencia es ganar electrones, nótese los cambios en el tamaño de los iones y la aparición de la fuerza electrostática.





Propiedades y características de los compuestos iónicos

- Por lo general se producen a partir de metales de baja energía de ionización, como son los alcalinos (IA) y alcalinos térreos (IIA), con no metales de alta electronegatividad como son los halógenos (VIIA) y los anfígenos (VIA), en estos compuestos se observa:

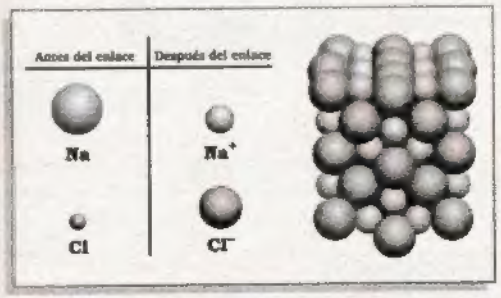
$\Delta EN \geq 1,7$

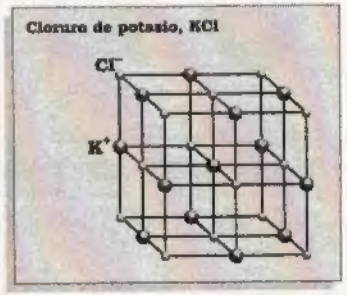
ΔEN: diferencia de electronegatividad
(Para UNI, Callao y Villarreal).
(Para UNMSM: $\Delta EN \geq 1,9$)

COMPUESTO	ELECTRONEGATIVIDAD (EN)	ΔEN
NaCl	Na: 0,93 Cl: 3,16	2,26
CaO	Ca: 1,00 O: 3,44	2,44
MgF_2	Mg: 1,31 F: 3,98	2,67

- A condiciones ambientales todos los compuestos son sólidos, esto se debe a la elevada intensidad de este enlace, dichos compuestos se presentan en la naturaleza formando cristales, estructura cristalina (no poseen moléculas), siendo su representación a partir de unidades fórmula.

Ejemplo: Estructura cristalina del cloruro de sodio (NaCl) y cloruro de potasio (KCl)





- En dichos cristales los iones se atraen de forma poli direccional, esto incrementa su intensidad, razón por la cual poseen altos puntos de fusión, es decir se funden a altas temperaturas (mayores a 400°C), siendo mas alto esta temperatura cuanto mas pequeños y de mayor carga eléctrica sean los iones.

E&M

COMPUESTO	CATIÓN	ANIÓN	PUNTO DE FUSIÓN
NaCl	Na^{+1}	Cl^{-1}	801°C
NaBr	Na^{+1}	Br^{-1}	750°C
NaI	Na^{+1}	I^{-1}	662°C

- Debido a la presencia de iones en su estructura, estos compuestos son solubles en agua y otros solventes polares.
- Los iones dentro del cristal carecen de movimiento de traslación por lo que no conducen la electricidad, pero al fundirse o disolverse en agua los iones se separan adquiriendo movilidad, razón por la cual solo en estado fundido o disueltos en agua conducen la electricidad (son electrolitos).

Excepción:

AlX_3	X : Cl, Br, I
BeX_2	X : Cl, Br, I, H

B. ENLACE COVALENTE

Este tipo de enlace se produce entre átomos neutros, que por lo general son átomos no metálicos, los cuales se mantienen unidos por compartición de electrones, lo que hace que este enlace sea de naturaleza electromagnética.

Mecanismo de compartición de electrones

Entre átomos no metálicos, los cuales aportan electrones de orbitales semillenos (electrones desapareados), con la finalidad de formar orbitales llenos (orbitales moleculares) que luego van a ser compartidos por ambos, nótese la deformación de sus nubes electrónicas y la atracción electromagnética (electrón – electrón y núcleo – electrón):

Propiedades y características de los compuestos covalentes

- Como generalmente se producen por la unión de elementos no metálicos, se cumple:

$$0 \leq \Delta EN < 1{,}7$$

- A condiciones ambientales se les puede encontrar como sólidos (sacarosa: $C_{12}H_{22}O_{11}$), líquidos (agua: H_2O) o gases (CO_2) constituidos por unidades discretas llamadas moléculas.

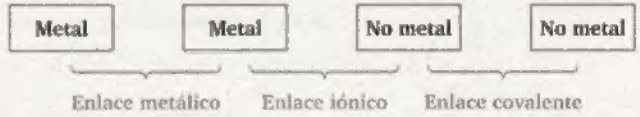
- Sus sólidos generalmente poseen menores puntos de fusión que los sólidos iónicos pero son más duros comparado a los iónicos que son frágiles, la mayoría de sus líquidos son insolubles en agua, pero si en solventes apolares como la bencina.
- No conducen la electricidad sea cualquiera el estado en la cual se encuentren.
- Se consideran compuestos covalentes a los ácidos, óxidos e hidruros no metálicos, compuestos de origen orgánico: H_2SO_4, HCl, P_2O_5, NH_3, $C_6H_{12}O_6$, etc. aunque existen algunas excepciones como los compuestos: NH_4Cl, NH_4NO_3 que no son covalentes (son iónicos) a pesar de estar formados únicamente por no metales.

IV. DESARROLLO DE ESTRUCTURAS DE LAS MOLÉCULAS Y UNIDADES FÓRMULA

En esta parte del capítulo nos ocuparemos de escribir los diagramas de las moléculas y unidades fórmula considerando los tipos de enlace que presentan a nivel interatómico, para esto debemos tener presente los siguientes conceptos previos:

ANÁLISIS DE LA COMPOSICIÓN

Aquí se toma en cuenta como regla práctica (no siempre se cumple) los tipos de elementos que conforma la especie cuya estructura se va a desarrollar para saber si presenta enlace iónico o covalente, esto es muy importante ya que los diagramas dependen de la formación del enlace si ocurre por transferencia de electrones o por compartición de electrones, tenemos:



ELECTRONES DE VALENCIA

Los electrones responsables de la formación de los enlaces son aquellos que se encuentran en las capas externas de los átomos (generalmente los electrones desapareados), a estos se denominan electrones de valencia, es importante conocer el número de estos electrones antes de proceder a enlazar los átomos:

$_{19}K$ CE: $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6\,\boxed{4s^1}$: $1e^-$ de valencia

$_{15}P$ CE: $1s^2\,2s^2\,2p^6\,\boxed{3s^2\,3p^3}$: $5e^-$ de valencia

REGLA DEL OCTETO

Los átomos al enlazarse adquieren la configuración de un gas noble, ya que son los únicos elementos que de forma natural cumplen con esta regla; el resto de los átomos deben formar enlaces parea lograrlo, para lo cual pueden perder, ganar o compartir electrones.

Existen algunas excepciones, es decir átomos que por más que se enlacen no logran completar el octeto, es el caso de los elementos:

- Hidrógeno ($_1H$) y Litio ($_3Li$): solo llegan a adquirir 2 electrones de valencia.
- Berilio ($_4Be$): solo llega a adquirir 4 electrones de valencia.
- Boro ($_5B$) y Aluminio ($_{13}Al$): solo llegan adquirir 6 electrones de valencia.

En algunos casos ciertos elementos como el azufre (S), fósforo (P), etc, llegan a sobrepasar los 8 electrones de valencia a esto se denomina "octeto expandido".

Ejemplo : PCl_5

NOTACIÓN O DIAGRAMA LEWIS

También se le denomina "notación punto electrón", ya que consiste en representar a los electrones de valencia por medio de puntos alrededor del símbolo del elemento, que como sabemos son estos electrones los que van a formar los enlaces.

Esta notación esta orientada básicamente a los elementos representativos (grupos "A") que son los que en su mayoría cumplen con el octeto electrónico, además se sabe que en estos elementos el número de electrones de valencia coincide con el número de grupo.

Los electrones de valencia se disponen de acuerdo con la regla de máxima multiplicidad (regla de Hund).

s, p_x, p_y, p_z: orbitales atómicos, se puede cambiar el orden pero no la cantidad de e^-.

Para el caso de los elementos potasio y fósforo cuyas configuraciones se indicaron anteriormente, tenemos:

$_{19}K$	$\dot{K}$
$_{15}P$	$\cdot\ddot{P}\cdot$

A continuación indicamos las notaciones de Lewis para los elementos representativos, recordar que todos los elementos de un mismo grupo presentan la misma notación:

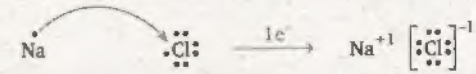
IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
$\dot{Na}$	$\dot{\ddot{M}}g$	$\cdot\dot{B}\cdot$	$\cdot\dot{\ddot{C}}\cdot$	$\cdot\ddot{N}\cdot$	$\cdot\ddot{O}:$	$:\ddot{Cl}\cdot$	$:\ddot{Ar}:$

Sabemos que los grupos IA y IIA poseen únicamente elementos metálicos (a excepción del hidrógeno) por lo que solo forman enlace iónico, mientras que los grupos restantes (excepto el VIIIA) contienen elementos no metálicos por lo que pueden formar enlace iónico y covalente.

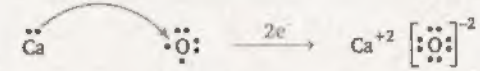
ESTRUCTURAS LEWIS DE COMPUESTOS IÓNICOS

Para los compuestos: NaCl, CaO, K_2S,$MgCl_2$ y Al_2O_3: el enlace se produce por la transferencia de electrones:

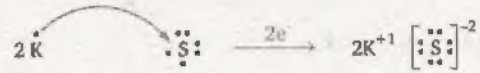
- NaCl: Sodio (IA) y Cloro (VIIA)



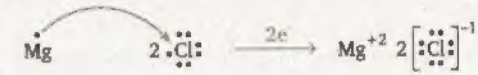
- CaO: Calcio (IIA) y Oxígeno (VIA)



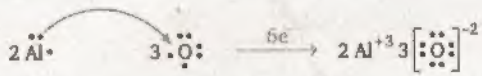
- K_2S: Potasio (IA) y Azufre (VIA)



- $MgCl_2$: Magnesio(IIA) y Cloro (VIIA)



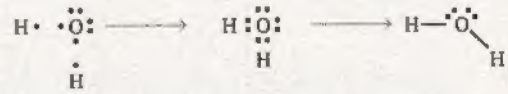
- Al_2O_3: Aluminio (IIIA) y Oxígeno(VIA)



B. ESTRUCTURAS PARA ESPECIES COVALENTES

Para las moléculas: H_2O, O_2, CO_2, PH_3, HBr: los enlaces se producen por aporte y compartición de electrones:

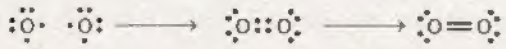
- H_2O: Hidrógeno (IA) y Oxígeno (VIA):



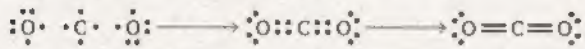
Cada par de electrones compartidos se representa con una línea simple.

E&M

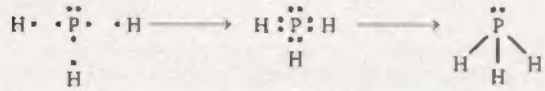
- O_2: Oxígeno (VIA):



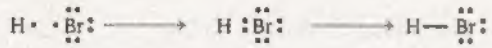
- CO_2: Carbono (IVA) y Oxígeno (VIA):



- PH_3: Fósforo (VA) y Hidrógeno (IA):



- HBr: Hidrógeno (IA) y Bromo (VIIA):



Las formas geométricas de las moléculas indicadas depende de la repulsión de los pares de electrones enlazantes y no enlazantes (véase el concepto de hibridización en el siguiente capítulo).

Por lo tanto para fines prácticos y a la vez para el desarrollo de estructuras lewis de moléculas más complejas, aplicamos las siguientes reglas:

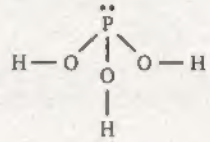
- Disponer los átomos de forma regular colocando en el centro (átomo central) al átomo que pueda formar mayor número de enlaces, por lo general es el átomo con mayor número de electrones desapareados, el resto de átomos se colocan hacia el exterior bajo este mismo criterio, de tal forma que los átomos más externos sean aquellos que solo formen un enlace.

- Unir los átomos de afuera hacia adentro de acuerdo al número de enlaces que puedan formar, esto es igual al número de electrones desapareados que posean.

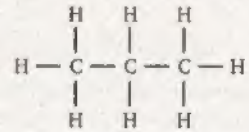
IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA
			— Be —	— H

Ejemplo: Desarrollar las estructuras de las moléculas: H_3PO_3, C_3H_8, HCN y H_2CO_3:

- H_3PO_3: El fósforo es el átomo central (VA) puede formar 3 enlaces, seguido del oxígeno (2 enlaces) y del hidrógeno (un enlace).

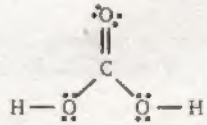


- C_3H_8: Cada carbono puede formar cuatro enlaces (IVA) seguido de los hidrógenos (un enlace).



- HCN: El carbono es el átomo central ya que puede formar 4 enlaces, seguido del nitrógeno (3 enlaces) y del hidrógeno (un enlace):

- H_2CO_3: El carbono es el átomo central ya que puede formar 4 enlaces, seguido del oxígeno (2 enlaces) y del hidrógeno (un enlace).



CLASIFICACIÓN EN EL ENLACE COVALENTE

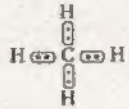
Notamos que las especies covalentes presentan mayor complejidad en sus estructuras, esto se debe en parte al modo de aporte y compartición de los electrones lo que esta ligado a la electronegatividad, además de la cantidad de pares electrónicos compartidos lo que genera repulsiones respecto a los electrones no compartidos, lo que hace que se presente variedades de este enlace que se pueden clasificar de acuerdo a los siguientes criterios:

a) De acuerdo al modo de aporte de los electrones a compartirse

ENLACE COVALENTE NORMAL: Este enlace se presenta cuando ambos átomos que lo forman aportan los electrones que al final van a ser compartidos. Como ejemplo tenemos todos los enlaces covalentes indicados en las estructuras lewis anteriores.

Cada átomo apunta a un e^-.

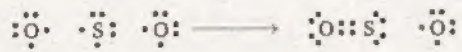
Ejemplo: CH_4



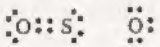
ENLACE COVALENTE DATIVO O COORDINADO: Este enlace se presenta cuando solo uno de los átomos aporta el par de electrones pero al final es compartido por ambos, en forma didáctica se representa con una flecha.

Ejemplo: Formación de la molécula del dióxido de azufre SO_2:

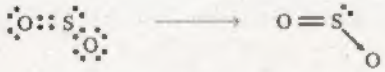
Sabemos que tanto el azufre como el oxígeno pertenecen al grupo VIA, por lo que sus notaciones lewis son:



Se observa la formación de dos pares electrónicos entre un átomo de oxígeno y el azufre (enlace normal) pero aun falta unir un átomo de oxígeno no habiendo ya más electrones desapareados, por lo que el oxígeno faltante reacomoda sus electrones de valencia según:



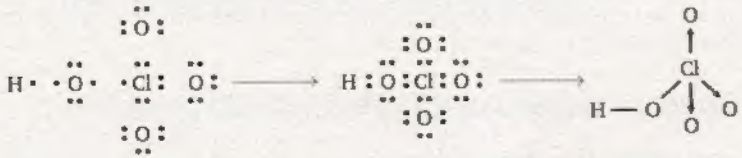
En enlace dativo se forma cuando el átomo de azufre (átomo dador) aporta uno de los pares de electrones libres (sin enlazar) que posee, al átomo de oxígeno (átomo aceptor):



La flecha (→) dentro de la molécula solo indica la dirección de aporte de electrones no tiene ningún significado físico pudiendo representarse como una línea simple.

Ejemplo: Indicar el número de enlaces normales y dativos luego de desarrollar la estructura lewis del ácido perclórico $HClO_4$:

De acuerdo con la fórmula el cloro es el átomo central (VIIA), tenemos:



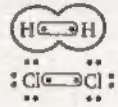
Observamos la presencia de dos enlaces normales (H – O), (Cl – O) y 3 enlaces dativos (Cl → O).

b) De acuerdo al modo de compartición de los pares electrónicos (su polaridad)

ENLACE COVALENTE APOLAR: Llamado también homopolar (sin polos) o enlace covalente puro, se presenta cuando la compartición de los pares electrónicos es equitativa, es decir los átomos unidos atraen a los electrones hacia sí con la misma fuerza, por lo que este tipo de enlace solo se presenta entre átomos de un mismo elemento, cumpliéndose:

$\Delta EN = 0$

Ejemplo:

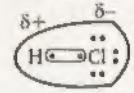


Enlace simétrico

ENLACE COVALENTE POLAR: Llamado también heteropolar (presenta polos) o parcialmente iónico, se presenta cuando la compartición de los pares electrónicos no es equivativa, es decir uno de los átomos (el más electronegativo) atrae con mayor fuerza a los electrones, se presenta entre átomos de elementos diferentes, cumpliéndose:

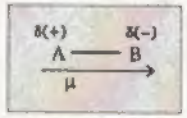
$0 < \Delta EN < 1,7$

Ejemplo:



Enlace asimétrico

Para un enlace polar en general, se cumple:

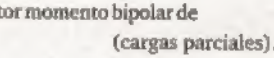


$E.N.(B) > E.N.(A)$

enlace

δ: Dipolo de enlace

Donde: μ: Vector momento bipolar de enlace (cargas parciales).

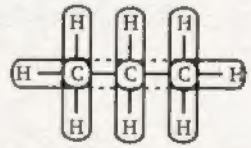


Siempre apunta al más electronegativo

La intensidad de estos polos es proporcional a la diferencia de electronegatividad (ΔEN) de los átomos enlazados.

Ejemplo: En la estructura indicada anteriormente correspondiente al propano (C_3H_8), hallar el número de enlaces polares y apolares pr esentes:

La estructura del propano es



Polar

Apolar

Se observa la presencia de 2 enlaces apolares (átomos iguales) correspondiente a las uniones: C – C y 8 enlaces polares (átomos diferentes) correspondiente a las uniones: C – H, los polos negativos lo presentan los átomos de carbono los cuales son más electronegativos que los átomos de hidrógeno (polo positivo).

c) De acuerdo al número de pares electrónicos compartidos

Se tienen los tipos simple (que incluye el dativo) y los múltiples como el doble enlace y el triple enlace, los cuales se denotan por:

	TIPOS DE ENLACE	NOTACIÓN	SIMBOLOGÍA
	Simple (un par de electrones de enlace)	A —σ— B	1σ: un enlace tipo sigma
Múltiple	Doble (dos pares de electrones de enlace)	A =σ/π= B	1σ: un enlace tipo sigma 1π: un enlace tipo pi
Múltiple	Triple (tres pares de electrones de enlace)	A ≡π/σ/π≡ B	1σ: un enlace tipo sigma 2π: dos enlace tipo pi

ℓ : longitud de enlace

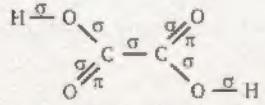
Mayor energía →

$\ell_{A-B} > \ell_{A=B} > \ell_{A\equiv B}$

← Mayor longitud

Experimentalmente se sabe que el enlace tipo sigma es más estable que el enlace tipo pi, además los enlaces múltiples son de menor longitud que el enlace simple.

Ejemplo: Indicar el número de enlaces tipo sigma y tipo pi presente en el ácido oxálico $C_2H_2O_4$, cuya estructura lewis se indica a continuación:



Observamos la presencia de:

5 enlaces simples : 5σ
2 enlaces dobles : 2(1σ y 1π)

Por lo que en total se tiene: 7σ y 2π

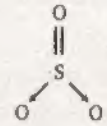
RESONANCIA

Se presenta en ciertas moléculas y especies iónicas cuyas estructuras se pueden representar por más de una fórmula lewis posible, esto se debe a la deslocalización de sus electrones tipo pi (π), es decir estos electrones (presente en los enlaces dobles y triples) pueden cambiar de posición respecto a un enlace específico.

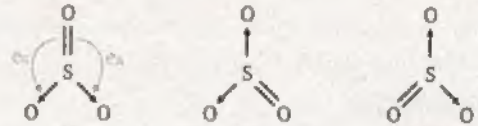
Este fenómeno de resonancia explica por que algunas especies poseen mayor estabilidad que la que predice su estructura lewis, además explica la igualdad en longitud y ángulos de enlace lo cual se comprueba experimentalmente.

Ejemplo: Resonancia en el trióxido de azufre SO_3:

Teniendo en cuenta las notaciones lewis de los átomos de oxígeno y azufre (VIA), esta molécula presenta la siguiente estructura:



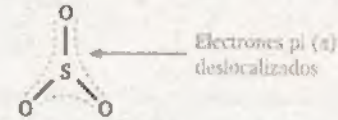
Pero sus electrones tipo pi (π) se pueden mover a otras posiciones, generando las siguientes estructuras equivalentes, presenta 3 estructuras.



(I) (II) (III)

La estructura real no es ni uno ni otro, ya que experimentalmente se sabe que todos sus enlaces y ángulos de enlaces son iguales (lo cual no se observa en las estructuras lewis indicadas).

La estructura que más se aproxima a la real es una fusión de las 3 estructuras descritas, donde se observa la deslocalización de los electrones tipo pi(π), el cual se denomina híbrido de resonancia:



(Híbrido de resonancia)

E&M

GEOMETRÍA Y FUERZAS INTERMOLECULARES

INTRODUCCIÓN

En el capítulo anterior vimos que la estructura de Lewis nos ayudan a entender la composición de las moléculas y sus enlaces covalente. Sin embargo, no muestran uno de los aspectos más importantes de las moléculas: su forma tridimensional. La forma y el tamaño de las moléculas dependen del ángulo y la distancia entre los núcleos de sus átomos correspondientes.

El tamaño y la forma de una molécula de una sustancia dada, junto con la fuerza y la polaridad de sus enlaces, determinan en buena medida las propiedades de esa sustancia. Algunos de los ejemplos más impresionantes de la importancia del tamaño y la forma se observan en las reacciones bioquímicas. Por ejemplo, un cambio pequeño en el tamaño o la forma de una molécula medicinal puede aumentar su eficacia o reducir sus efectos secundarios.

MOLÉCULA

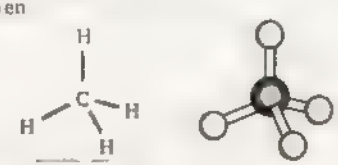
Partícula discreta con una cantidad determinada y fija de átomos covalentemente enlazados.

Ejemplo: Cloro (Cl_2), Agua (H_2O), Propano (C_3H_8)

GEOMETRÍA MOLECULAR

Es la distribución tridimensional de los átomos de una molécula. La geometría de una molécula influye en sus propiedades físicas y químicas.

Ejemplo: El CH_4, contiene cuatro pares enlazantes, en la distribución mas estable, los 4 átomos del hidrógeno se dirigen hacia los vértices de un tetraedro regular con el carbono en el centro del tetraedro.



Tetraédrica

Para comprender la geometría molecular, estructura electrónica y los enlaces, la mecánica cuántica proporciona dos teorías: la teoría de enlace valencia y la teoría de orbitales moleculares. Se diferencian uno del otro en diferentes suposiciones y simplificaciones que hacen.

En algunos átomos no hay suficiente cantidad de orbitales desapareados, entonces es necesario recurrir al **concepto de hibridación** de orbitales atómicos.

Para analizar mejor la teoría de enlace valencia, veamos el concepto de **hibridación**.

HIBRIDACIÓN (Hibridización)

Cuando se trata de explicar la distribución espacial de 2 o mas enlaces de una molécula, la teoría de enlace valencia plantea un proceso matemático que se llama hibridización o hibridación, el cual consiste en la combinación de 2 ó mas orbitales atómicos o combinación lineal de funciones de onda, para obtener orbitales híbridos (o función de onda) los cuales poseen la misma forma, la misma energía relativa e igual estabilidad.

La hibridación se efectúa entre los orbitales de los subniveles que pertenecen a un mismo nivel energético.

Ejemplo: En el átomo de carbono.

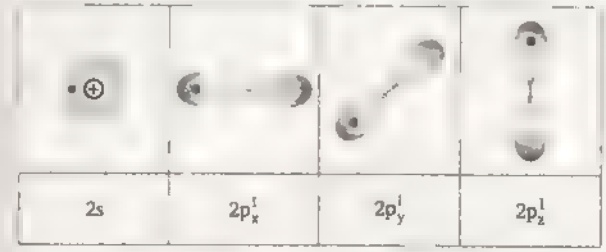
$_6C$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^4$ configuración normal

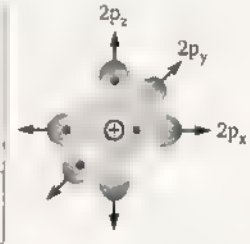
: $1s^2\ 2s^2\ 2p_x^1\ 2p_y^1\ 2p_z^0$ por orbitales } Estado basal

$_6C^*$: $\underset{1s}{\uparrow\downarrow}\ \underset{2s}{\uparrow}\ \underset{2p_x}{\uparrow}\ \underset{2p_y}{\uparrow}\ \underset{2p_z}{\uparrow}$ excitado } Estado de transición

: $\underset{1s}{\uparrow\downarrow}\ 2\underset{sp^3}{\uparrow}\ 2\underset{sp^3}{\uparrow}\ 2\underset{sp^3}{\uparrow}\ 2\underset{sp^3}{\uparrow}$ hibridizado } Estado hibridizado

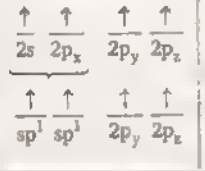
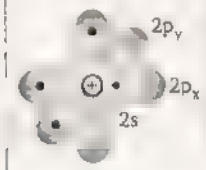
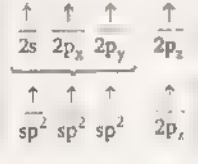
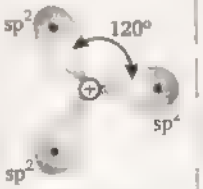
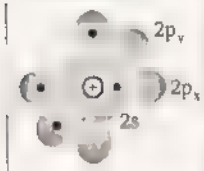
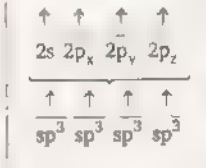
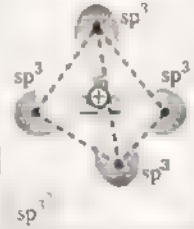
Gráfica de los orbítales inestables (excitados) del carbono





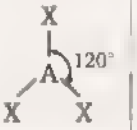
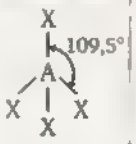
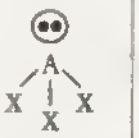
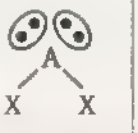
Orbitales Puros			Orbitales Híbridas
s	p	d	
1	1	0	2 orbitales híbridos sp
1	2	0	3 orbitales híbridos sp^2
1	3	0	4 orbitales híbridos sp^3
1	3	1	5 orbitales híbridos sp^3d^1
1	3	2	6 orbitales híbridos sp^3d^2

ORBITALES HÍBRIDOS DEL CARBONO

Orbitales Atómicos puros del átomo central	Hibridización del Átomo central	Número de orbitales híbridos	Forma de los orbitales híbridos
# de orbitales que se combinan 2	Hibridación sp 	2 orbitales híbridos	Lineal
# de orbitales que se combinan = 3 	Hibridación sp^2 	3 orbitales híbridos	Triangular 
# de orbitales que se combinan = 4 	Hibridación sp^3 	4 orbitales híbridos 	Tetraédrica

- La hibridizacion no se aplica a átomos aislados, es un modelo teórico que se utiliza para explicar el enlace covalente en su mayor estabilidad.
- La hibridizacion es la mezcla de por lo menos dos orbitales atómicos no equivalentes.
- El número de orbitales híbridos generados es igual al número total de orbitales atómicos puros que participan en la combinación
- Con los orbitales híbridos es posible explicar la geometría molecular.
- Los orbitales híbridos presentan igual forma pero diferente orientación espacial

TIPO DE ORBITALES HÍBRIDOS EN EL CASO DE ENLACES SIMPLES DEL ÁTOMO CENTRAL

N° Pares de electrones del átomo central	Tipo de híbrido	Geometría molecular		Ejemplos
2	sp		Lineal	$HgCl_2$, $BeCl_2$, BeH_2
3	sp^2		Triangular	BF_3 , $AlCl_3$, BCl_3
			Angular	$SnCl_2$, $PbCl_2$
4	sp^3		Tetraédrica	CCl_4 , CH_4 , NH_4
			Piramidal	NH_3 , H_3O^+ , PH_3
			Angular	H_2O , H_2S

La teoría de Lewis nos informa de la configuración electrónica de una molécula. En función de ello se puede explicar cualitativamente las fuerzas y las longitudes de enlace, incluso algo de la reactividad de la molécula. Sin embargo, la teoría de Lewis no nos da información sobre la geometría de la molécula que es la responsable de sus propiedades.

TEORÍA DE LA REPULSIÓN DE PARES ELECTRÓNICOS EN LA CAPA DE VALENCIA (TRPECV)

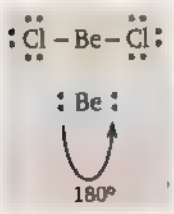
TRPECV permite predecir con bastante éxito la geometría de la molécula considerando el nº de pares de electrones que rodean el átomo central. La molécula adoptará aquella disposición espacial que minimice sus repulsiones.

Aplicación de la TRECPV:

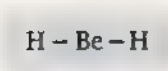
1. Se dibuja la estructura de Lewis de la molécula.
2. Se cuenta el nº de pares de electrones enlazantes y no enlazantes que rodean al átomo central y se predice su distribución espacial de manera que las repulsiones entre los pares electrónicos sea mínima.
3. Se predicen los ángulos de enlace sabiendo que las repulsiones par libre – par libre es mayor que las repulsiones par libre – par enlazante que a su vez son mayores que las repulsiones entre pares enlazantes

La geometría alrededor de un átomo central dado de una molécula, es aquella que hace mínima la repulsión de los pares de electrones, los usados para formar enlaces y los no usados que quedan como pares libres alrededor de cada átomo en la molécula.

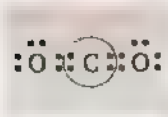
Para comprender cabalmente este principio, recordemos que la estructura electrónica de moléculas en base a la configuración de octetos, necesariamente deja en libertad **pares de electrones**. Obviamente, estos **pares**, ubicados alrededor de un átomo que se considere central, deben situarse de manera que la repulsión electrostática entre dos pares, sea mínima. Así, lo primero es hacer un balance electrónico de la molécula en base a octetos, luego decidir cual átomo se considera central para luego analizar que pasa con los pares de electrones alrededor de éste. Los ejemplos de moléculas que se presentan a continuación, cubren prácticamente todas las posibilidades geométricas posibles de alcanzar.



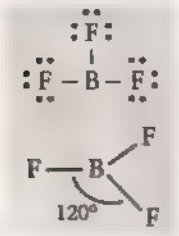
$BeCl_2$ La idea aquí es que los pares de electrones en los enlaces y los pares solitarios de un átomo, se posicionen lo más alejados posibles. Como ejemplos comencemos con la molécula $BeCl_2$ que tiene la estructura de Lewis señalada. Nótese que hay dos pares de electrones alrededor de Berilio, de modo que para que estos se encuentren lo más alejados posibles, formarán un ángulo de 180° entre sí, generando así la máxima separación entre los pares de electrones. Esto nos genera la estructura lineal para $BeCl_2$.



BeH_2 Este caso es similar al anterior, es lineal, no quedan e- libres, todos en los enlaces y produce una conformación lineal.

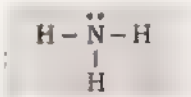


CO_2 Recordar que C ($1s^2\ 2s^2\ 2p^2$) , contiene 4 e^- en la capa de valencia que corresponden los seleccionados en la figura, todos se comparten para formar los octetos alrededor de cada átomo, no permanecen pares de cargas libres y la molécula es lineal.

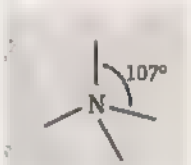


BF_3 La estructura de Lewis para esta molécula, es la que se presenta a la izquierda. Aquí el Boro no presenta pares solitarios sin ocupar y solo está rodeado por tres pares de electrones que forman enlaces. Es una molécula deficiente en electrones.

La agrupación de los Fluor a su alrededor a 120° hace mínima la repulsión, por lo que la geometría molecular es la que se muestra, plana formando 120°, un triángulo equilátero.



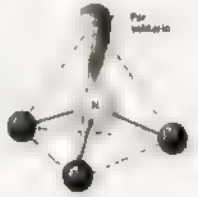
NH_3 Vamos a predecir la estructura del NH_3 mediante pasos a seguir durante el procedimiento referidos a la figura de la derecha.



PASO 1: Escribir la estructura de Lewis (octeto). Obsérvese que nada se ha establecido aún sobre la verdadera geometría

PASO 2: Contar los pares electrónicos y reagruparlos para minimizar la repulsión. Esta molécula presenta 4 pares de electrones y lo mejor que se puede lograr es una redistribución tetraédrica.

PASO 3: Ubique los átomos de H en sus posiciones, los tres compartiendo pares de electrones como se muestra a continuación

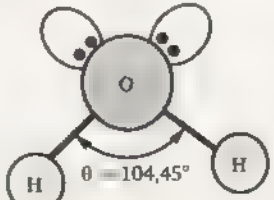


PASO 4: Nombre la estructura de la molécula, básese en la posición de los átomos. Recuerde que colocar los pares electrónicos determina la estructura y que la geometría se basa en los átomos. **Es incorrecto afirmar que NH_3 es tetraédrico.** Realmente, posee una agrupación tetraédrica de sus pares electrónicos, pero su geometría, es una pirámide trigonal.

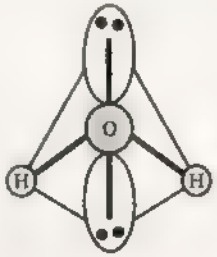
La geometría molecular es la disposición espacial de los átomos en una molécula, mientras que la **geometría electrónica** es la disposición espacial de los orbitales híbridos.

Ejemplo:

El Agua

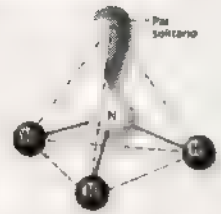


Geometría electrónica



Geometría molecular

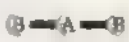
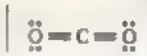
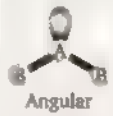
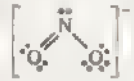
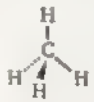
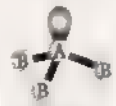
El Amoníaco



Geometría molecular
(Piramidal)

Geometría electrónica
(Tetraédrica)

En la siguiente tabla se resume las posibles geometrías moleculares cuando una molécula AB_n tiene cuatro o menos dominios de electrones en torno a A. Estas geometrías son importantes por que influyen todas las formas que se observan comúnmente en las moléculas o iones que obedecen la regla del octeto.

Total de pares de electrones	Geometría de pares de electrones	Pares enlazantes	Pares no enlazantes	Geometría molecular	Ejemplo
2 pares	Lineal	2	0	 Lineal	
3 pares	Plana trigonal	3	0	Plana trigonal	
		2	1	 Angular	
4 pares	Tetraédrica	4	0	Tetraédrica	
		3	1	 Piramidal trigonal	
		2	2	Angular	

POLARIDAD Y APOLARIDAD DE LAS MOLÉCULAS

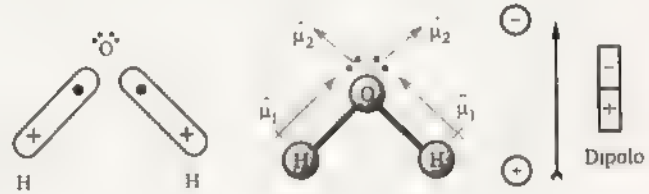
MOLÉCULAS POLARES

Son moléculas que presentan polos debido a la disposición asimétrica o irregular de las nubes electrónicas (densidades electrónicas) de los átomos enlazados al átomo central presenta un momento dipolar resultante diferente de cero ($\mu R \neq 0$) generando dipolos permanentes.

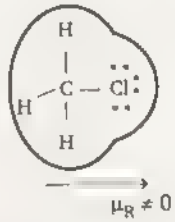
Por ejemplo al desarrollar la estructura para el fluoruro de hidrógeno (HF) y agua tenemos.

Diatómica: Dipolo

Politómica: H_2O



CH_3Cl



Molécula asimétrica
polar

La forma angular del compuesto es asimétrica por lo tanto corresponde a una molécula polar ($\mu_R \neq 0$).

El átomo central presenta pares libres.

Son asimétricos

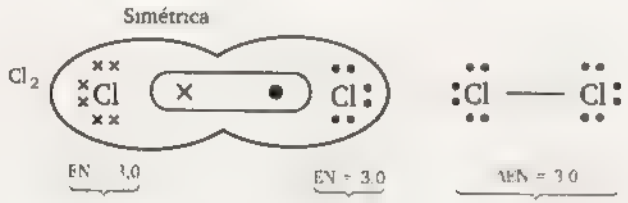
Son afectados por un campo eléctrico externo.

MOLÉCULAS APOLARES

Son moléculas que carecen de polos, esto debido a la disposición simétrica o regular de las nubes electrónicas de los átomos enlazados al átomo central, presentan un momento dipolar resultante igual a cero ($\mu_R = 0$).

Por ejemplo al desarrollar la estructura del Cloro (Cl_2), Borano (BH_3) y Dioxido de carbono (CO_2) tenemos:

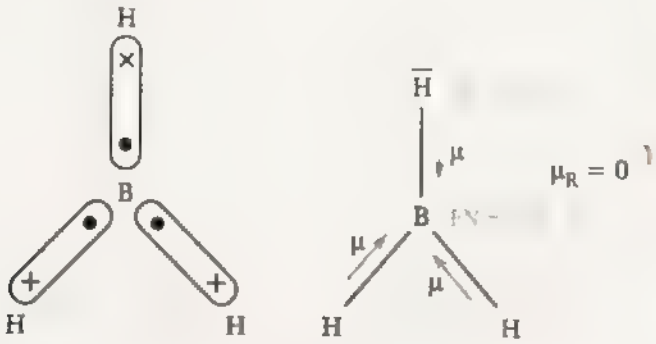
Diatómica:



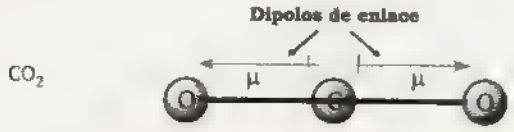
Son simétricas

El átomo central no presenta pares libres.

Politómica: BH_3

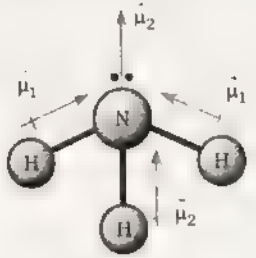


La forma triangular del compuesto es simétrica por lo tanto corresponde a una molécula apolar a ($\mu_R = 0$).

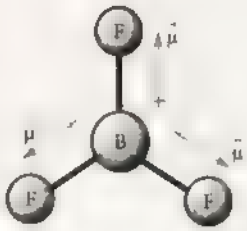


EJEMPLOS DE MOLÉCULAS CON ENLACES POLARES

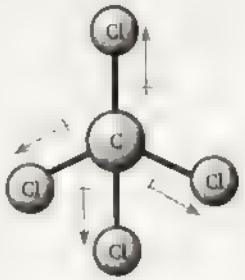
Molécula polar
μ_R = 1,08D
Ácido Clorhídrico



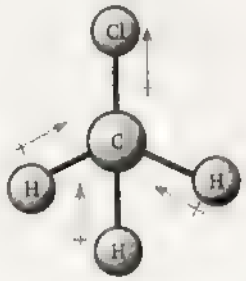
Molécula polar
μ_R = 1,46D
Amoníaco



Molécula No polar
Trifloruro de boro
μ_R = 0D



Molécula polar
Tetracloruro de carbono
μ_R = 0D



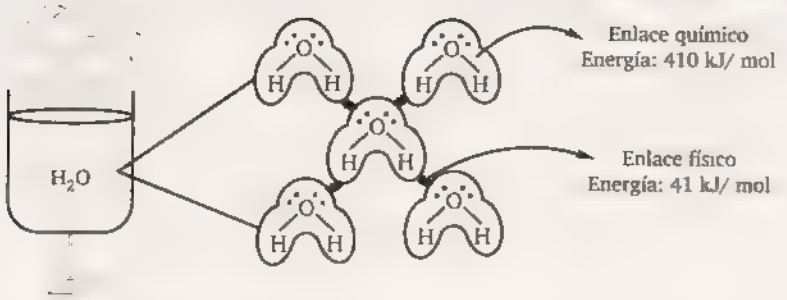
Molécula polar
Cloroformo
μ_R = 1,87D

FUERZAS INTERMOLECULARES

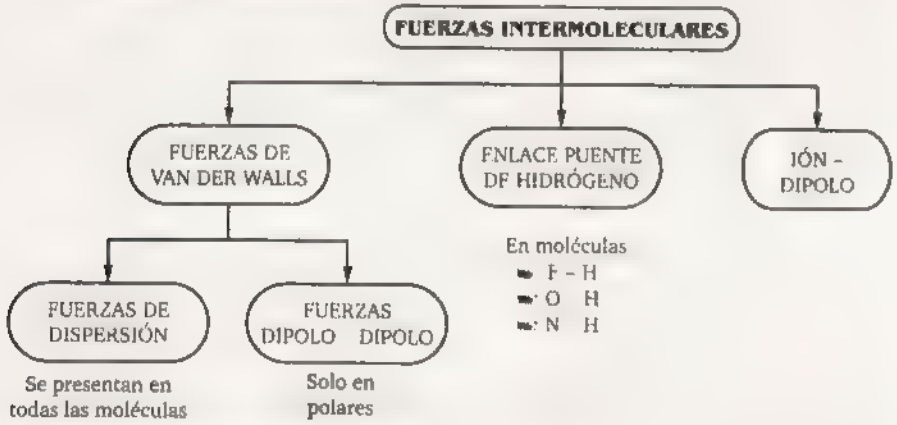
INTRODUCCIÓN

Los átomos al unirse mediante enlaces covalentes pueden formar moléculas, cada molécula de agua está formada por dos átomos de hidrogeno y uno de oxígeno unidos mediante enlaces covalentes. Sin embargo el agua es una sustancia que además de encontrarse en estado gaseoso puede ser líquida o sólida (hielo), de modo que se nos plantea la cuestión de cuál es el mecanismo mediante el que las moléculas de agua se unen entre sí, ya que si no existiera ninguna fuerza de enlace entre ellas el agua siempre se encontraría en estado gaseoso. Por otra parte, sabemos que muchas sustancias covalentes que a temperatura y presión ambientales se hallan es estado gaseoso, cuando se baja la temperatura lo suficiente pueden licuarse o solidificarse. De esta forma se puede obtener, por ejemplo, dióxido de azufre sólido enfriando SO_2 a una temperatura inferior a –76°C. *¿Cómo se unen entonces las moléculas?* A continuación abordaremos este problema.

E&M



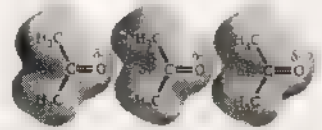
- Es la fuerza que une a dos moléculas idénticas o diferentes.
- Agrupa el conjunto de fuerzas de naturaleza eléctrica. Entre las moléculas son las responsables sobre todo de justificar las propiedades macroscopicas de las diferentes sustancias. Ejemplo: punto de fusión, ebullición, solubilidad, etc. Se manifiestan en las fases condensadas.
- Por lo general estas fuerzas son mucho mas débiles que las fuerzas interatómicas.
- Se manifiestan a cortas distancias.



I. FUERZAS DE VAN DER WALLS

A. FUERZA DIPOLO - DIPOLO (D - D)

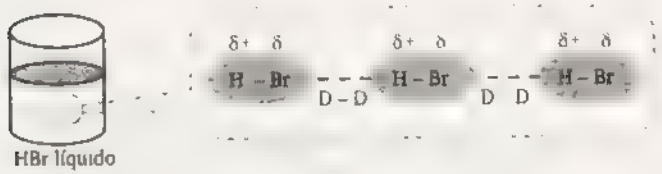
Son fuerzas de atracción eléctrica entre polos opuestos de moléculas polares, es decir moléculas con dipolo permanente, su origen es electroestático y se pueden entender en términos de la ley de Coulomb



Molécula polar Molécula polar

atracción dipolo – dipolo en la acetona liquida ($CH_3 - CO - CH_3$)

Ejemplo: Tanto el gas noble criptón (Kr) como el bromuro de hidrógeno (HBr) son dos sustancias que en condiciones ordinarias se encuentran en estado gaseoso. Ambos gases están formados por moléculas con el mismo número de electrones y que son, aproximadamente, de la misma masa. Sin embargo, el HBr en estado líquido hierve a una temperatura 85°C más alta que el criptón. ¿A qué puede deberse este hecho?



Si reflexionamos sobre lo que se demanda en la actividad anterior nos podemos dar cuenta que las moléculas de HBr consisten en un átomo de hidrógeno enlazado con otro más electronegativo que él. Ello hace que los electrones del enlace covalente pasen más tiempo cerca del átomo de bromo que del hidrógeno (aunque sin dejar de pertenecer a ambos). Como resultado, se produce una zona con mayor densidad de carga negativa en el átomo de bromo y otra zona con un defecto de carga negativa en el átomo de hidrógeno, formándose así un dipolo permanente (molécula polar). Entre los polos de distinto signo se establecerán fuerzas eléctricas atractivas. Este fenómeno no ocurre en el criptón, que está formado por moléculas monoatómicas en las que no existe ningún dipolo permanente. Esta diferencia sería la responsable de que el HBr hierva a una temperatura sensiblemente mayor que el criptón.

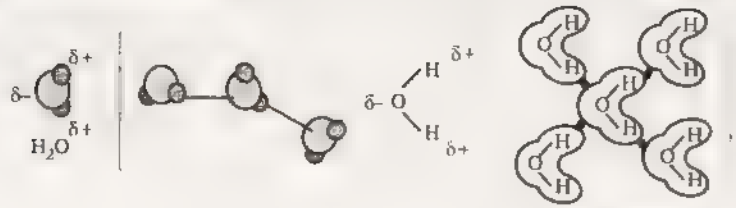
Ebullición: Es el paso de liquido a gas a una determinada temperatura (Teb). Esto ocurre por la ruptura del enlace intermolecular.

Observación: La temperatura de ebullición es directamente proporcional a la intensidad de las fuerzas intermoleculares.

II. ENLACE PUENTE DE HIDRÓGENO (E. P. H.)

Es un tipo de enlace especial dipolo dipolo muy fuerte y se manifiesta entre el par electrónico libre de un átomo de F, O, N y el núcleo de un átomo de hidrogeno prácticamente libre de electrones.

En el agua el átomo de hidrógeno está unido con el de un elemento bastante más electronegativo como es el oxígeno. Dada la pequeñez del átomo de hidrógeno (es el átomo más pequeño) y la ausencia de electrones que protejan su núcleo (el átomo de hidrógeno tiene sólo un electrón), la molécula será muy polar, lo cual implica la posibilidad de que se unan unas con otras mediante fuerzas de tipo eléctrico entre polos de distinto signo tal y como se indica esquemáticamente a continuación:



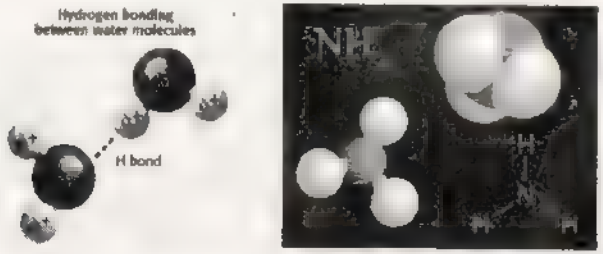
El H_2O puede formar 4 E. P H

Un enlace puente de hidrógeno es una unión de tipo intermolecular generada por un átomo de hidrógeno que se halla entre dos átomos fuertemente electronegativos. De hecho sólo los átomos de F, O y N tienen la electronegatividad y condiciones necesarias para intervenir en un enlace de hidrógeno. La clave de la formación del enlace de hidrógeno es el carácter fuertemente polar del enlace covalente entre el hidrógeno H y otro átomo (por ejemplo O). La carga parcial positiva originada en el átomo de hidrógeno atrae a los electrones del átomo de oxígeno de una molécula vecina. Dicha atracción se ve favorecida cuando ese otro átomo es tan electronegativo que tiene una elevada carga parcial negativa.

El hidrógeno es el único átomo capaz de formar este tipo de enlace porque al ser tan pequeño permite que los otros átomos más electronegativos de las moléculas vecinas puedan aproximarse lo suficiente a él como para que la fuerza de atracción sea bastante intensa. Este tipo de enlace intermolecular es el responsable, por ejemplo, de la existencia de océanos de agua líquida en nuestro planeta. Si no existiera, el agua se encontraría en forma de vapor.

OBS:

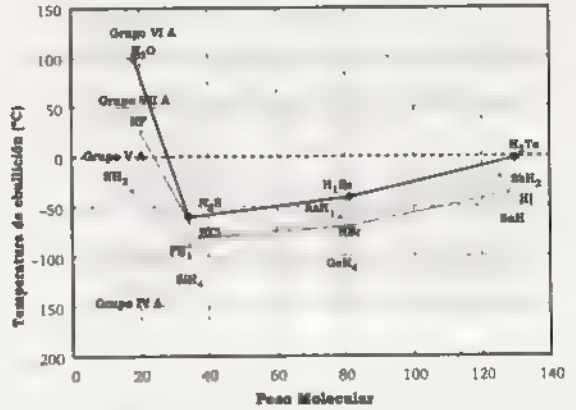
1. El punto de ebullición del agua líquida (a 1 atmosfera de presión) es de 100 C mientras que el amoniaco líquido hierve a -60,1°C. ¿A qué puede deberse esta diferencia?



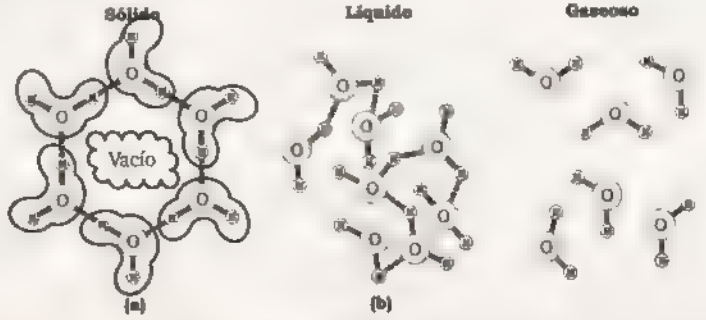
El átomo de oxígeno es más electronegativo que el de nitrógeno (sólo el átomo de flúor supera al de oxígeno en electronegatividad) Así pues, en el caso del agua el par de electrones de enlace estará muy atraído por el oxígeno (más que en el caso del NH_3), con lo que el átomo de hidrógeno quedará casi desnudo de carga negativa constituyendo un polo positivo muy intenso de forma que la atracción con el oxígeno de una molécula de agua vecina será muy intensa (más que en el caso del amoniaco).

- En la gráfica se muestra la variación de los puntos de ebullición en los hidruros de los grupos VA, VIA y VIIA. Se observa que el amoniaco $NH_{3(\ell)}$, el fluoruro de hidrógeno $HF_{(\ell)}$ y el $H_2O_{(\ell)}$ de cada grupo respectivamente poseen los puntos de ebullición más altos debido a que son los únicos de la familia o grupo que poseen enlace puente de hidrógeno. En los demás integrantes de la familia o grupo, la temperatura de ebullición varía en forma directamente proporcional al peso molecular (M)
- Los líquidos que presentan puente hidrógeno se les llama líquidos asociados.

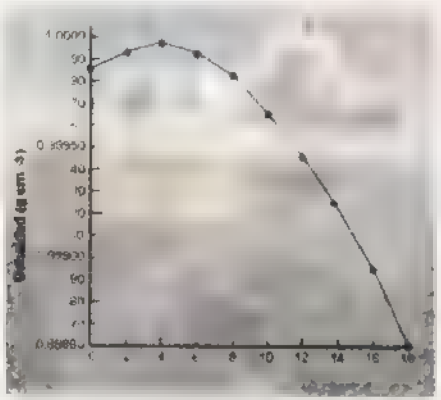
Gráfico de Temperatura de ebullición Vs Peso Molecular para sustancias con diferentes enlaces



2. En el agua en estado sólido (hielo) existe un gran número de enlaces de hidrógeno entre moléculas de agua. Ello hace que el hielo presente una estructura muy abierta (a). Sin embargo, cuando se aumenta la temperatura y pasa a la forma líquida algunos de esos enlaces se rompen (aunque se conservan todavía bastantes) y por eso el agua líquida (b) es más compacta (más densa) que el hielo.



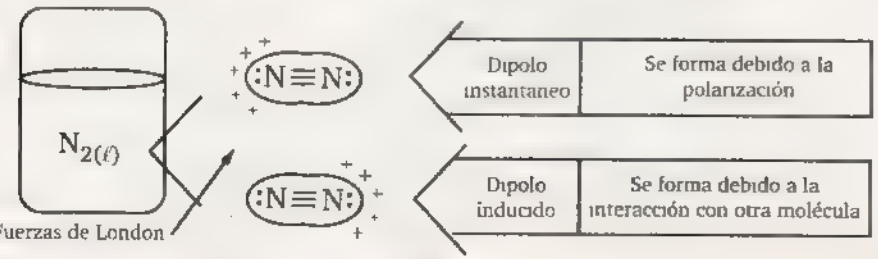
Densidad: Es otra propiedad que permite identificar una sustancia. Para conocer su valor se debe tener la masa y el volumen. La densidad del agua a 4° C es 1g/mL. Durante el proceso de enfriamiento del agua desde los 100 °C, se produce una contracción de volumen (aumenta la densidad) hasta llegar a la temperatura de 3,98 °C (casi 4 °C) en que alcanza su máxima contracción (máxima densidad), ya que al continuar enfriando, vuelve a dilatar su volumen (disminuye su densidad) hasta que se solidifica. El paso de agua líquida al hielo (a 0 °C) va acompañado de un aumento considerable de volumen, disminuyendo significativamente su densidad. Debido a lo anterior, el hielo flota en el agua y produce importantísimos fenómenos mecánicos de rotura y disgregación de las rocas. Además, el agua tiene otra propiedad importante: puede mantenerse muchos grados bajo cero sin solidificarse. Al contrario de los que sucede en la mayoría de los líquidos (que no se dilatan al solidificarse).



B. FUERZAS DE DISPERSIÓN

Se denomina también fuerzas de dispersión, este enlace se presenta en moléculas apolares (polaridad no permanente), las moléculas se atraen entre sí debido a su polarización lo cual se origina por la distorsión de sus nubes electrónicas, como la polaridad no es permanente ésta fuerza es muy débil y es efectiva a cortas distancias (0,5 a 1nm) lo cual se incrementa con el tamaño y área de contacto de las moléculas.

Este enlace se presenta por lo general en los compuestos orgánicos que son apolares, para representar este tipo de atracción tomemos como ejemplo una muestra de gas metano (CH_4):



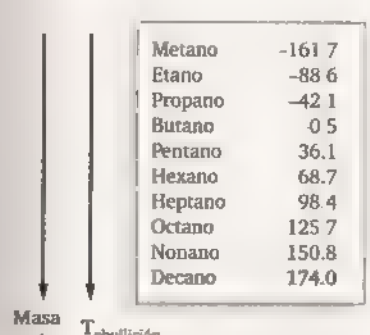
Todos los gases, incluyendo los elementos con moléculas no polares como O_2, N_2 y F_2, e incluso los gases nobles, que son monoatómicos, como el Ne y el He, pueden licuarse. Esto implica la existencia de cierta fuerza de atracción incluso entre estas moléculas no polares. Puesto que estas sustancias tienen puntos de ebullición muy bajos, las fuerzas de atracción son algo débiles y en general, casi siempre más débiles que las fuerzas dipolo-dipolo. A estas fuerzas débiles se les llama **fuerzas de London**, y son importantes solo a distancias extremadamente cortas ya que varían según $\mathbf{1/d^7}$.

En una molécula de He, los electrones se mueven a cierta distancia del núcleo, en cualquier instante puede darse que la molécula tenga un momento dipolar creado por las posiciones específicas de los electrones. Este momento dipolar se llama **momento instantáneo** porque solo dura una fracción pequeñísima de segundo; en el siguiente instante los electrones están en diferentes posiciones y la molécula tiene un nuevo dipolo instantáneo y así sucesivamente. Estos momentos dipolares inducidos hacen que las moléculas no polares se atraigan entre sí.

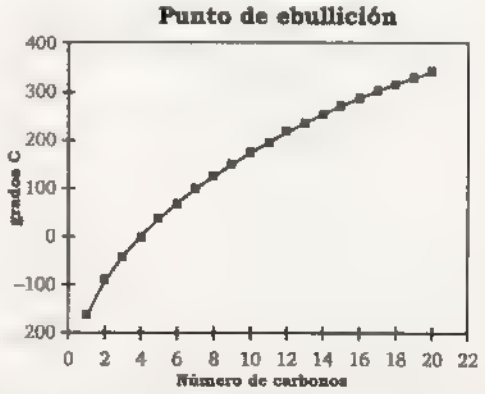
Experimentalmente se ha determinado que algunos gases nobles y moléculas no polares, revelan que el punto de ebullición aumenta con la polarizabilidad de la nube electrónica, esto puede verse, en el gráfico anterior donde se observa que en ausencia de enlace por puente de hidrógeno, los puntos de ebullición de **sustancias análogas** (CH_4, SiH_4, GeH_4, SnH_4) aumentan con regularidad al aumentar el tamaño molecular. Las fuerzas de London tienen lugar aún en caso de moléculas covalentes polares. La efectividad creciente de estas fuerzas justifica el incremento de los puntos de ebullición en la secuencia HCl < HBr < HI y H_2S < H_2Se < H_2Te, como queda evidenciado en el gráfico (temperatura de ebullición vs $\overline{M}$) anteriormente citado.

En las sustancias organicas debido al incremento de las fuerzas de London con el peso molecular, el punto de ebullición aumenta cuando se incrementa el numero de carbonos en la molécula.

Por ejemplo: Puntos de ebullición de algunos alcanos



Metano	-161 7
Etano	-88 6
Propano	-42 1
Butano	0 5
Pentano	36.1
Hexano	68.7
Heptano	98 4
Octano	125 7
Nonano	150.8
Decano	174.0



También esta relación depende de la forma de la molécula. Esta dependencia queda demostrada al comparar los puntos de ebullición y fusión de dos sustancias de igual fórmula molecular, C_5H_{12}. Una de ellas puede considerarse como una cadena en zigzag y otra como una esfera. El acercamiento lateral de dos moléculas es más efectivo para el que tiene forma en zigzag, así las fuerzas de London son más importantes y, por consiguiente, su punto de ebullición es 27 °C más alto

Isomeros C_5H_{12}	Puntos de ebullición
$CH_3-CH_2-CH_2-CH_2-CH_3$	36.1 °C
$CH_3-CH(CH_3)-CH_2-CH_3$	27.8 °C
$CH_3-C(CH_3)_2-CH_3$	9.5 °C

Estos alcanos tienen el mismo número de carbonos y sus puntos de ebullición son muy distintos. La superficie efectiva de contacto entre dos moléculas disminuye cuanto más ramificadas sean éstas. Las fuerzas intermoleculares son menores en los alcanos ramificados y tienen puntos de ebullición más bajos.

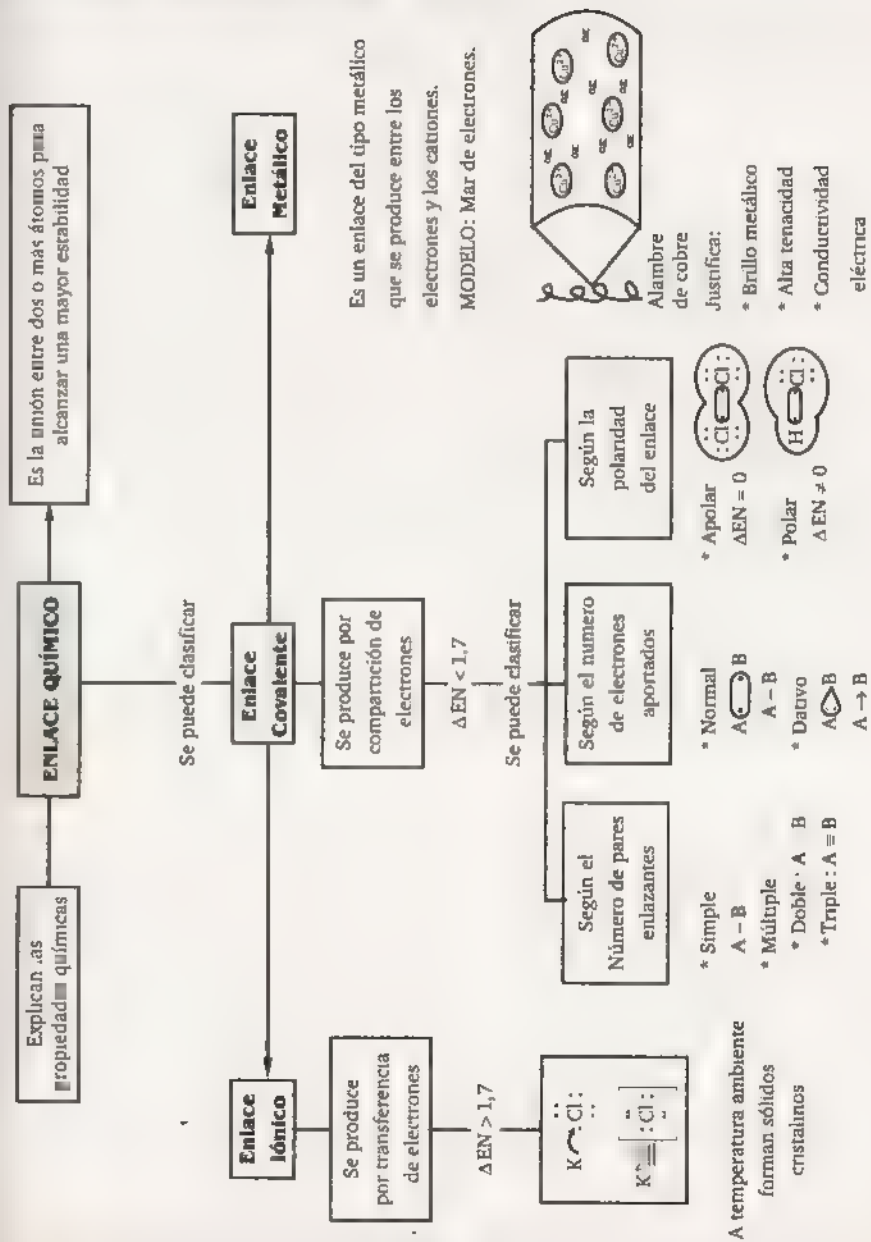
Se cumple: La fuerzas de London es directamente proporcional al peso molecular, superficie de contacto y numero de electrones de valencia no enlazantes (electrones polarizables)

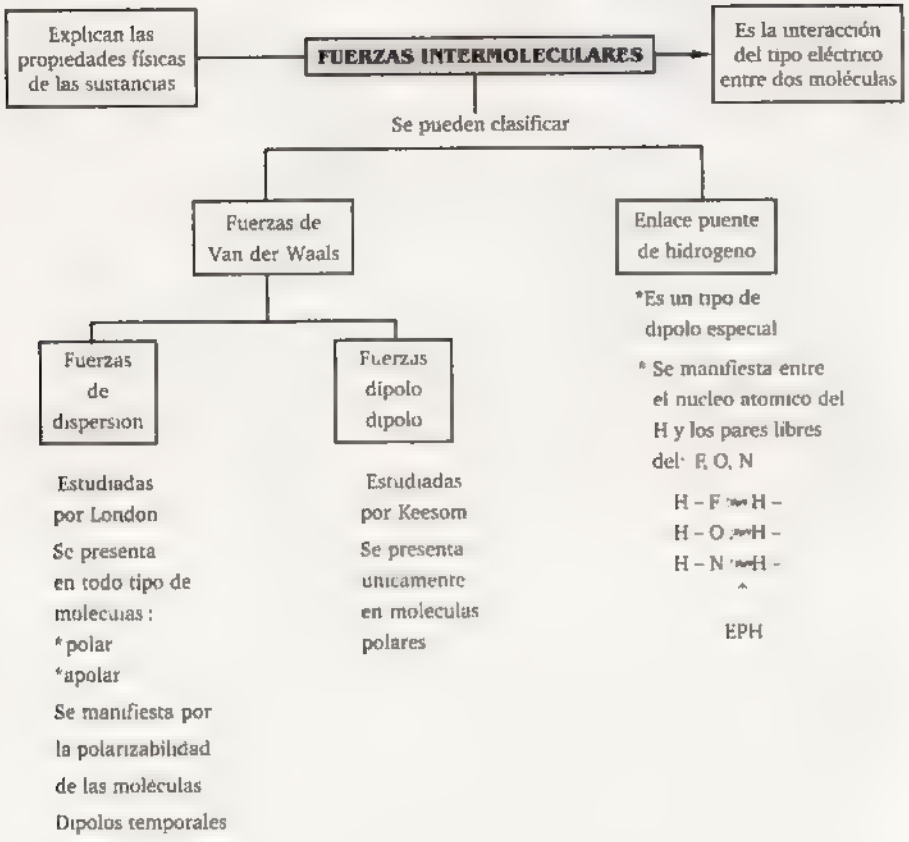
ORDEN DE INTENSIDAD

FUERZAS DE LONDON < FUERZAS DE KEESOM < ENLACE PUENTE DE HIDRÓGENO

AUMENTA LA INTENSIDAD

ORGANIZADOR VISUAL DE RESUMEN





1. En la naturaleza observamos la existencia de metales como el cobre (Cu), minerales como el diamante © y la halita (CaCl), los que presentan propiedades muy diferenciadas. ¿A qué se deben estas grandes diferencias?, particularmente a los ENLACES QUÍMICOS, los que son las fuerzas de naturaleza eléctrica que unen a los átomos. Al respecto de los enlaces químicos, indique la alternativa correcta de verdadero (V) o falso (F) para las proposiciones:

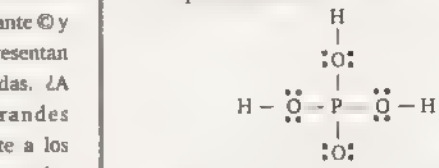
I. Se pueden predecir valiéndose de la diferencia de electronegatividades de sus átomos.
II. El enlace covalente puede ser polar o apolar tal como en el caso del diamante
III. Entre un elemento metálico como el Na y un no-metal como el Cl el enlace químico formado es lónico.
IV. El enlace metálico se puede dar entre átomos de alta energía d e ionización, como en el caso del Cu.

A) FFVF B) VFVF C) VVVF
D) FVVF E) VVVV

2. Indique, respectivamente el tipo de enlaces predominante en las siguientes sustancias: CaI_2, H_2S, Fe

A) lónico, covalente, iónico
B) lónico, iónico, metálico
C) lónico, covalente, metálico
D) lónico, iñonico, covalente
E) Covalente, covalente, metálico

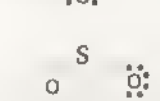
3. Con respecto a la estructura del H_3PO_4 que se muestra:



Marque la alternativa que contenga las proposiciones correctas.
I. Presenta cuatro enlaces covalentes dativos.
II. Los enlaces entre sus átomos son polares.
III. Posee 9 pares de electrones sin compartir.
IV. Todos sus átomos cumplen con la regla del octeto.

A) II y III B) I y III C) II y IV
D) I y II E) III y IV

4. Para la representación Lewis del trióxido de azufre (SO_3) que se muestra. Marque verdadero (V) o falso (F) respecto de cada una de las afirmaciones



I. La molécula cumple con la regla del octeto
II. Presenta dos enlaces covalentes coordinados y un enlace covalente múltiple.
III. Tiene en total seis pares de electrones no enlazantes.
IV. Presenta ocho electrones de enlace y cuatro enlaces covalentes.

A) VFVF B) FVFF C) VVFF
D) FVFV E) FFFV

5. ¿En cuál de las siguientes especies su representación de Lewis muestra 4 pares de electrones compartidos y 1 par de electrones libres?

A) HCN B) PF_6 C) C_2H_4
D) MgI_2 E) H_3O^+

6. Señale la propiedad o característica que no corresponde a un compuesto iónico.

A) Conducen la corriente eléctrica en estado líquido
B) Son solubles en solventes polares.
C) Se forman entre átomos muy electronegativos.
D) Sus sólidos presentan estructura cristalina.
E) Sus puntos de fusión son relativamente altos.

7. Marque la alternativa que establezca la correspondencia entre sustancia y tipo de enlace.

a) Amoniaco ( )Enlace covalente polar.
b) Yodo ( )Enlace iónico
c) NH_4Cl ( )Enlace metálico
d) Mercurio ( )Enlace covalente apolar

A) acdb B) abcd C) acbd
D) bcda E) dcba

8. ¿Qué afirmaciones son correctas con respecto al enlace metálico?

I. Se presenta entre átomos de alta electronegatividad y baja energía de ionización.
II. Su fuerza se debe a la atracción entre los cationes y la nube electrónica
III El enlace es más débil cuanto mayor sea la carga catiónica del átomo metálico.
IV. Las sustancias que lo presentan son dúctiles y maleables.

A) I y IV B) II y IV C) II y III
D) I, II y III E) I y II

9. Marque la secuencia correcta de verdadero (V) o falso (F) con respecto a las fuerzas intermoleculares:

I. Son más débiles que los enlaces químicos.
II. El puente de hidrógeno es la más fuerte de ellas.
III Las fuerzas de London estan presente en todas las moléculas.
IV. Determinan algunas propiedades físicas de las sustancias moleculares.

A) FVVF B)VFFV C)VVFF
D) FVFF E) VVVV

10. Marque la secuencia correcta verdadero (V) o falso (F) para las siguientes proposiciones:
Pesos Atómicos: Br = 80 I = 127

I. Las moléculas apolares de CO_2 sólo presentan fuerzas de London
II. Es de esperar que el Br_2 tenga mayor punto de ebullición que el I_2
III. El puente de hidrógeno se puede formar entre moléculas de armoniaco disuelto en agua.
IV. Las moléculas pueden presentar entre sí más de una fuerza de unión, pero la más intensa es la predominante.

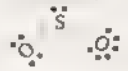
A) VFVV B)VFFV C)VVFF
D)FVFF E) VVVV

11. Respecto al enlace químico, marque la alternativa correcta de (V) o falso (F)

I. El enlace químico es la unión entre los átomos en la que intervienen los electrones de valencia.
II. Los átomos pueden ganar, perder o compartir electrones cuando forman enlace.
III. Las fuerzas de London son un tipo de enlace químico.

A) VFF B) FFF C) FVF
D)FFV E) VVF

12. En la representación Lewis del SO_2 que se muestra, se cumple que:



Datos: $_6S$ $_8O$

A) Tiene seis electrones libres
B) Presenta dos enlaces dobles
C) Se comparten cuatro electrones.
D) Forma dos enlaces covalentes multiples y un enlace simple.
E) El S se une a uno de los oxígenos mediante un enlace covalente dativo.

13. Marque la alternativa INCORRECTA con respecto al enlace metálico y a los metales.

A) Se presenta entre los cationes del metal y la nube electrónica de metal
B) Son buenos conductores de calor y electricidad.
C) Todos los metales son sólidos a temperatura ambiente.
D) Los metales como el hierro tienen puntos de fusión relativamente altos.
E) La mayoría son ductiles, maleables y presentan brillo metálico.

14. Con respecto al enlace iónico y los compuestos iónicos es correcto decir:

A) Ocurre mediante la transferencia de electrones que se encuentran deslosalizados.
B) Los compuestos iónicos tienen bajos punto de fusión.
C) Son sustancias frágiles y buenos conductores eléctricos en el estado sólido.
D) Este enlace se basa en la atracción electrostática de iones de carga opuesta
E) Forman moléculas heteronucleares y se ordenan en redes cristalinas.

15. Indique la sustancia que formará enlaces puente de hidrógeno con el agua

A) NaOH B) CH_3CH_2OH
C) CH_4
D) H_2S E) PH_3

16. Establezca la correspondencia: sustancia – fuerza intermolecular predominante.

a) Br_2 ( ) Puente de Hidrógeno
b) HF ( ) Dipolo dipolo
c) CO ( ) Dispersión de London

A) b, a, c B) a, b, c C) b, c, a
D) c, b, a E) c, a, b

17. Respecto al enlace químico, marque la secuencia correcta de verdadero (V) o falso (F)

I. Es la fuerza que mantiene unidos a los átomos de una sustancia.
II. Se puede presentar por compartición o transferencia de electrones.
III. Solo los electrones de valencia participan en el enlace químico.

A) VFV B)VVV C)FFF
D)FFV E) FVV

18. Qué sustancia es iónica?

A) Ag B) Cl_2O_5 C) CaO
D)CO_2 E) HF

19. Respecto a los compuestos iónicos, marque lo INCORRECTO

A) Sus puntos de fusión son relativamente altos.
B) A condiciones ambientales son sólidos.
C) Conducen la corriente eléctrica al estado fundido o en solución
D) La atracción electrostática del $MgCl_2$ es mayor que en NaCl.
E) El catión y anión se unen por compartición de pares de electrones.

20. Respecto al enlace metálico y las propiedades de los metales, marque la secuencia correcta de verdadero (V) o falso (F) para las siguientes proposiciones:

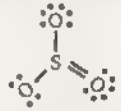
I. El enlace metálico se debe a los electrones de valencia deslocalizados.
II. En el enlace, la diferencia de electronegatividad es igual a cero.
III. Los metales al estado solido conducen la corriente eléctrica y son maleables.
IV. El punto de fusión del aluminio es mayor que el del solido.

A) FVVV B) VVFV C) VVVV
D) VFVV E) VVVF

21. Indique la alternativa que contiene respectivamente enlace covalente apolar y enlace covalente polar:

A) $NaCl - H_2S$ B) $H_2O - NH_3$
C) $Cl_2 - CO_2$
D) $CS_2 - I_2$ E) $PH_3 - H_2$

22. Respecto a la siguiente estructura de Lewis del trióxido de azufre (SO_3), es correcto decir que presenta



A) Solo un solo enlace dativo o coordinado.
B) Cuatro enlaces covalente polares.
C) Cuatro electrones compartidos o enlazantes.
D) Ocho electrones no enlazantes.
E) Dos enlaces simples y uno múltiple

23. En cuales de las siguientes sustancias los átomos cumplen la regla del octeto?

I) CO_2 II) H_2 III) BF_3
IV) PCl_5 V) CCl_4

A) I y II B) II y III C) III y IV
D) I y V E) IV y V

24. Indique la secuencia de verdadero (V) o falso (F) con respecto a las sustancias con enlace covalente:

I. Pueden estar constituidos de moléculas homonucleares o heteronucleares.
II. Se presentan en el estado liquido y gaseoso, no en sólido.
III. Son malos conductores de la corriente eléctrica.
IV. Todas son solubles en solventes polares como el agua.

A) VFVF B) VVVF C) FFFV
D) VFVV E) FVVF

25. Respecto a las fuerzas intermoleculares, marque la alternativa que contiene la secuencia correcta de verdadero (V) o falso (F) para las siguientes afirmaciones:

I. Las fuerzas de London solo se presentan en moléculas apolares como CH_4, CO_2, H_2
II. Las fuerzas de dipolo-dipolo se manifiestan en moléculas polares como HCl, H_2S, HBr.
III. El puente de hidrogeno se presenta en moléculas polares como NH_3, CH_3OH, HF
IV. Las propiedades de las sustancias moleculares depende de sus fuerzas intermoleculares

A) VFVV B) FVVV C) FFFV
D) FFVV E) FVVF

26. De los siguientes compuestos, ¿Cuál de ellos presenta el mayor número de electrones en el átomo central y el mayor número de electrones no compartidos en su estructura?

A) PCl_5 B) BF_3 C) $BeCl_2$
D) SF_6 E) HCN

27. El número de enlaces covalentes múltiples, covalentes coordinaos y el número de electrones sin compartir en la estructura Lewis del HClO, donde el átomo central cumple con la regla del octeto, respectivamente.

A) 1, 1, 18 B) 0, 1, 16 C) 0, 3, 22
D) 0, 3, 20 E) 0, 1, 16

28. Respecto al nitrito de amonio (NH_4NO_2), marque la alternativa INCORRECTA

A) Es un compuesto iónico formado por el catión amonio y el anión nitrito
B) El ión amonio presenta un enlace covalente coordinado
C) El anión nitrito cumple con la regla del octeto.
D) El anión del compuesto presenta un enlace covalente múltiple.
E) En la molécula del compuesto están presentes elementos no metálicos.

29. Indique la sustancia en la que predominan las fuerzas dipolo-dipolo

A) H_2O B) NH_3 C) H_2Se
D) Ar E) Co_2

30. Las moléculas de metano (CH_4), nitrógeno e hidrógeno, al igual que las moléculas de los halógenos, son apolares, en tanto que las moléculas del cloruro de hidrógeno (HCl) y agua son polares. Señale lo correcto respecto a las moléculas mencionadas

A) De las tres moléculas heteronucleares, la que presenta menor punto de ebullición es la que contiene puente hidrógeno.
B) Todas las moléculas homonucleares presentan enlace covalente simple y cumplen la regla del octeto.
C) Entre las moléculas de agua solo están presentes las fuerzas dipolo-dipolo y puente hidrógeno.
D) La molécula del cloruro de hidrógeno y la molécula del agua presentan geometría lineal.
E) De las que solo presentan fuerzas de London, la que presenta mayor intensidad de atarcción es el I_2

Datos de electronegatividades

Ag = 19	O = 3,5	S = 2,5
Na = 0,9	F = 4,0	N = 3,0
Mg = 1,3	H = 2,1	Br = 2,9
P = 2,1	Ca = 1,0	Cl = 3,0
C = 2,5	I = 2,6	

31. ¿Cuál sería la forma correcta, según la representación de Lewis, de escribir al compuesto de KBr?
Número atómico: K = 19; Br = 35

A) $K : \ddot{\underset{\cdot\cdot}{Br}}\cdot$ B) $K^+ \ Br$ C) $K\left[:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{Br}}\right]$

D) $K^+\left[:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{Br}}:\right]$ E) K – Br

32. Indique verdadero (V) o falso (F) a las proposiciones siguientes:
I. Todos los metales y no metales al unirse forman enlace iónico.
II. Son ejemplos de compuestos iónicos: LiF, $BeCl_2$
III. La representación $Ca^{2+}[:O:]^{2-}$ es la estructura de Lewis del CaO

A) VVV B) FFV C) FVV
D) VFV E) VFF

33. Cuando se combinan un elemento del grupo IIA(X) con un elemento del grupo VA(Y) se obtiene un compuesto cuyo notación de Lewis es:

A) $X^+[\cdot\dot{Y}\,]$ B) $2X^{2+}\,2[\,Y\,]^-$
C) $3X^{2+}\,[.Y:]$
D) $2X^{3+}3[\,\dot{Y}\cdot]^{2-}$ E) $3[:\dot{X}:]^{2+}2[\cdot\dot{Y}\,]$

34. ¿Cuál de la notación de Lewis es incorrecta?

I. Al - O : $2Al^{3+}\,3\,[:O:]^2$

II. Al - Cl : $2Al^{3+}\,3\,[:Cl\,]^2$

III. Cs - F : $\Delta EN < 1,7$

A) solo I B) solo II C) solo III
D) I y II E) II y III

35. Los elementos M y X tiene las notaciones de Lewis M: y $\cdot\ddot{X}\cdot$ correspondientemente. Entonces, el compuesto iónico formado or X e Y, tiene como estructura de Lewis.

A) $M^{2+}[:\dot{X}.]^2$ B) $M^{2+}[\,\dot{X}\cdot]^2$
C) $X^{2+}[.\underline{M}\cdot]^2$
D) $2X^{2+}\,2[\,M:]^2$ E) $2X^{2+}\,2[\cdot\ddot{M}\cdot]$

36. Respecto al clorito de potasio, ($KClO_2$), indique la proposición correcta

A) Su estructura de Lewis es
$K^+[\,O\,Cl\,O\,]^-$
B) Solo existe enlaces iónicos.
C) Solo existen enlaces covalentes
D) Hay 10 pares de electrones no emplazantes.
E) En el anión hay dos enlaces covalentes coordinados.

37. ¿Cuáles de las propiedades de los compuestos iónicos son incorrectos?
I. Baja temperatura de fusión generalmente
II. Solubles en solventes polares
III Buenos conductores de la corrientes

A) solo I B) solo II C) solo III
D) I y II E) II y III

38. ¿Cuál no es una propiedad de los compuestos iónicos?
A) Estado físico sólido a 20°C y 1 atm
B) Soluble en agua.
C) Temperatura de fusión mayor de 400°C.
D) Maleable y ductil
E) No están constituido por moléculas, sino por pares iónicos.

39. ¿Cuál es la propiedad que no corresponde a un compuesto iónico?

A) Altos puntos de fusión, generalmente mayores de 400°C.
B) Dureza moderada y fragilidad.
C) Solubles en líquidos polares como el H_2O
D) Muy buenos conductores eléctricos en condiciones estándar.
E) Ordenamiento cristalino definido.

40. El compuesto MX es iónico. ¿Cuál de las siguientes propiedades no corresponde a este compuesto?

A) Es soluble en agua, formando una solución electrolítica.
B) No conduce la electricidad en estado sólido.
C) La diferencia de electronegatividad entre X y M es 2,1.
D) En el enlace formado los elementos M y X comparten un par de electrones.
E) El punto de fusión del compuesto es de 801°C.

41. Indique la alternativa correcta:
I. Los compuestos iónicos binarios a 25°C son sólidos, duros y quebradizos
II. El enlace iónico en compuestos binarios re de la trasferencia de alta afinidad electrónica.
III. Los compuestos iónicos a condiciones ambientales, son buenos conductores de la electricidad.
Z: Ca = 20, F = 9

A) solo I B) solo II C) solo III
D) I y II E) II y III

42. Establezca que proposiciones son correctas.
I. De los siguientes pares de elementos. Te y H; C y F; Ba y F; N y F; K y O, solo dos podrían formar enlace iónico.
II. (de la información anterior) El par que formaría un enlace covalente más polar sería entre C y F; y el menos polar, Te y H.
III. En el nitrato de amonio. NH_4NO_{20} existe enlace iónico y enlaces covalentes, pero la sustancia es un compuesto iónico.

A) VVV B) FVF C) VFV
D) FFF E) VVF

43. Para los enlaces interatómicos: carbono-hidrógeno (1), flúor-hidrógeno (2), bromo-hidrógeno (3); sodio-iodo (4), potasio-flúor (5); litio-cloro (6), se pide ordenarlos según su orden creciente de su carácter iónico
Las electronegatividades son:
H = 2,20 Li=0,98 Na=0,93
K=0,082 C=2,55 F=3,98
Cl=3,16 Br=2,96 I=2,65

A) 123456 B) 135246
C) 234615
D) 134265 E) 234625

44. Indique la secuencia correcta después de determinar si cada uno de los enunciados es verdadero (V) o falso (F)
I. El enlace covalente polar se da entre dos átomos distintos cualesquiera.
II. Un enlace covalente coordinado se da entre una especie que tiene un par de electrones no enlazantes y otra que tiene un orbital vacío para recibirlos
III Un enlace covalente polar no necesariamente presenta momento bipolar.

A) VVV B) VVF C) VFV
D) FVF E) FFF

45. Indique la veracidad (V) o falsedad (F) de las proposiciones siguientes:
I. Los compuestos covalentes disueltos en agua son malos conductores de electricidad.
II. Para explicar la naturaleza de los metales se puede utilizar el enlace iónico.
III. Se trata de compuesto covalentes: H_2SO_4, NaCl, NCl

A) VVF B) VFV C) FVV
D) FFV E) VFF

46. Considere la reacción X + Y → XY, donde X e Y son elementos no metálicos e indique el valor de verdad de las siguientes proposiciones según correspona:

I. La energía correspondiente al compuesto XY es menor que la correspondiente a los elementos X e Y
II. El enlace entre X e Y es covalente.
III. La diferencia de electronegatividad de los elementos X e Y debe ser mayor a 1,7.

A) VVV B)VFV C)VVF
D) FVF E) FFF

47. Identifique el enlace que no es interatómico

A) Iónico
B) Metálico
C) Covalente apolar
D) Covalente polar
E) Ión - dipolo

48. ¿Cuál de los siguientes elementos formarán moléculas diatómicas con enlaces covalentes?

I. H II. He
III. Br IV. Hg

A) I, II y III B) I y III
C) II, III y IV
D) I, III y IV E) todos

49. Indique la pareja de compuestos que son polares

A) CO_2 y Cs_2
B) H_2O y C_6H_6
C) NH_3 y $AlCl_3$
D) NF_3 y NH_3
E) BF_3 y $BeCl_2$

50. Identifique la relación incorrecta

A) $\ddot{O}=\ddot{O}-\ddot{O}:$ Un enlace dativo

B) $O=O-O:$ Molecular polar

C) $H-C\equiv N:$
Presenta estructuras resonantes

D) $:O-C=O:$ Enlaces polares

E) $H-Cl:$ Enlace covalente normal

51. Halle el número de enlaces sigma (σ) y pi (π) para la molécula HNO_2

A) 4, 2 B) 4; 1 C) 3, 1
D) 5, 2 E) 5, 1

52. Cuáles de las especies presentan enlace covalente coordinado.

I. O_3 II. SO_2 III. H_3O^+

A) Solo I B) Solo II C) Solo III
D) I y II E) I, II y III

53. ¿Qué enlace posee mayor momento dipolar ($\vec{\mu}$)?
Electronegatividad:
O=3,5 C=2,5 F=4,0
N=3,0 H=2,1

A) N - O B) C - O C) H - F
D) N - H E) C - F

54. En el oxicloruro de azufre ($SOCl_2$) indique lo correcto:

A) Existen 3 enlaces covalentes normales.
B) Existen 2 enlaces polares y 1 no polar.
C) Existen 2 enlaces múltiples.
D) Existen 2 enlaces normales y 1 dativo.
E) Existe 1 enlace normal y dativos.

55. En relación al pentóxido de dinitrógeno, N2O5 indique la proposición incorrecta.

A) La molécula presenta dos enlaces coordinados.
B) La molécula sólo presenta enlaces covalentes polares.
C) La molécula presenta doce pares de electrones no enlazantes.
D) Todos los átomos cumplen la regla del octeto.
E) hay tres enlaces dobles por molécula.

56. Sabiendo que el azufre es el átomo central en las siguientes especies químicas: SO_3, SO_4^{2-}, SO_2, H_2S, SCl_2, establezca que proposiciones son verdaderas (V) y cuáles son falsas (F)

I. Solo en el SO_2, el S tiene un par de electrones libres.
II Todos los enlaces son covalentes polares, y todos los S presentan electrones libres.
III. El azufre en el SO_3, So_4^{2-}, y So_2 presentan enlaces covalentes coordinados, y el H_2S y SCl_2 presentan enlaces covalentes normales

A) VVV B) VVF C) VFV
D) FVV E) VFF

57. Indique la secuencia correcta después de determinar si cada uno de los enunciados es verdadero (V) o falso (F).

I. Un enlace triple puede combinar enlaces sigma y pi en distintas proposiciones..
II Un enlace doble consta de un sigma y un pi.
III. Un enlace doble es más largo que uno simple.

A) VVV B) VVF C) VFV
D) FVF E) FFF

58. ¿Qué compuestos poseen mayor número de enlaces pi (π)?

A) C_2H_2 y CO_2 B) H_2CO_3 y C_2H_4
C) CH_4 y CO_2 D) HCN y C_2H_6
E) CS_2 y H_2O

59. Indique ¿Cuál de las siguientes especies presentan solo enlace simples?

A) SO_3 B) HNO_3 C) $HClO_4$
D) NO_3^- E) N_2O_4

60. Indique la veracidad (V) o falsedad (F) de las proposiciones siguientes:

I. En el $H-\underset{H}{\overset{|}{C}}=\underset{C}{\overset{|}{C}}-H$ se tiene 2 enlaces π

II. En la estructura $:\ddot{F}:$ hay 3 enlaces σ $:\ddot{F}-\underset{|}{B}-\ddot{F}:$

III En la estructura

$$H-C=C-C\equiv\underset{H}{\overset{|}{C}}-\underset{H}{\overset{|}{C}}-H$$

hay un enlace múltiple y 8 enlaces simples

A) VVV B) VFV C) VVF
D) FFV E) FVF

61. ¿Cuál de las siguientes moléculas, presenta solo enlaces covalentes simples?

A) SO_2 B) HNO_3 C) CO_3^{2-}
D) Cl_2O_7 E) Co_2

62. Indique cuál (es) de las siguientes especies presentan enlaces tipo pi (π)

E&M

FONDO EDITORIAL RODO

I. $COCl_2$ II. C_2H_2 III. CNO

A) I, II y III B) Solo I C) Solo II
D) I y III E) I y III

63. Con respecto al ión BrO_4 indique verdadero (V) o falso (F) a las proposiciones siguientes:

I. El átomo central presentes 5 e- de valencia.
II Se presenta dos enlaces dativos.
III. Todos los átomos presentes en la estructura cumplen con al regla del octeto.

A) FFV B) VVF C) VVV
D) FFF E) FVV

64. Se tiene las siguientes estructuras de Lewis. Diga que proposiciones son correctas

a) ion cianato

b) ion carburo

c) ion hipoclorito

d) nitrógeno monóxido

I. Todas presentan enlaces covalentes σ y π.
II. Hay solo una estructura correcta que es la del ion hipoclorito.
III En a) N supera el octeto, en b) el C no llega al octeto; en d) el número de electrones de valencia no es correcto.

A) I y II B) II y III C) I y III
D) Solo I E) Solo III

65. Indique verdadero (V) o falso (F).
I. La estructura de Lewis de $AlCl_3$, es Al^{3+} 3 Cl.
II. $BeCl_2$ y BF_3 son excepciones del octeto en el átomo central.
III. En el $ClO_{3(1)}$ el átomo central cumple con la regla del octeto.

A) VVF B) VFV C) VFF
D) FVF E) FFF

66. ¿En cuál de los siguientes compuestos el átomo central cumple la regla del octeto?

A) XeF_2 B) ICl_7 C) $AlCl_3$
D) NCl_3 E) NO_2

67. En qué compuesto algún elemento no cumple la regla del octeto?

A) N_2O_4 B) SO_3 C) XeF_4
D) CCl_4 E) P_2O_5

68. En el compuesto HNO_3 se cumple que:
I. El átomo central tiene hibridación sp^2.
II. Existe un enlace dativo.
III Hay un enlace π y 3 enlaces σ

A) Solo I B) Solo II C) I y II
D) I y III E) I, II y III

69. Para las especies químicas N_2, CO, CN^- y NO^+, ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es falsa?

A) Todas son especies diatómicas o binarias.
B) Sus átomos se han unido por un enlace triple.
C) Todas son moléculas o iones.
D) El enlace en cada caso es polar.
E) Todas las especies son isoelectrónicas.

70. Indique la alternativa correcta respecto del átomo central de la molécula de XeF_2.

FONDO EDITORIAL RODO

A) Tiene hibridación sp
B) Tiene hibridación sp2
C) Tiene hibridación sp3
D) Presenta octeto incompleto
E) Presenta octeto expandido.

71. ¿Cuáles de los compuestos presentan hibridación sp y sp^3 respectivamente?
I. H_2CO_3 II. HCN III H_2SO_4

A) I y II B) II y III C) I y III
D) Solo I E) Solo II

72. El sulfuro de carbono (CS_2) es una sustancia que a condiciones ambientales se halla en estado líquido. Respecto a dicha molécula señale las proposiciones correctas:
I. La molécula es lineal
II. Tiene momento dipolar igual a cero.
III El átomo central esta hibridiado en sp_2.

A) Solo I B) Solo II C) Solo III
D) I y II E) I, II y III

73. Indique verdadero (V) o falso (F):
I. BeH_2 y C_2H_2 tienen hibridación sp^2.
II. CO_2 y SF_6, son moléculas apolares.
III. Toda molécula con hibridación sp^3 siempre es apolar.

A) FFF B) FVF C) VVV
D) VFF E) VFV

74. Establezca que proposiciones son correctas:
I. Si ordenamos las moléculas AsH_3, NH_3, PH_3 en orden creciente de su momento dipolar tendríamos: AsH_3, NH_3, Ph_3.
II. En la relación CO_2, CO, H_2O, HF, solo hay una molécula no polar.
III. La hibridación del azufre en el SO_3 y SO_4^{2-} es sp^3.

A) I y II B) II y IIIC) I y III
D) I, II y III E) Solo II

75. El amoniaco Nh3 y fluoruro de nitrógeno Nf3 son moléculas de geometría similar. indique verdadero (V) o falsa (F) según corresponda.

I. La polaridad del NH_3 es menor que el NF_3.
II. Son moléculas polares.
III. Ambos presentan geometría molecular tetraédrica.

A) VVF B) FVF C) VVV
D) FVV E) FFV

76. En la relación a la molécula SiH4, indique las proposiciones verdaderas (V) o falsa (F):

I. El átomo central está hibrid.zado en sp^3
II. Es una molécula sin resonancia
III. Tiene geometría tetraédrica

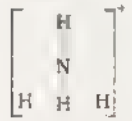
A) VVV B) VFF C) VFV
D) FVV F) VVF

77. Indique la secuencia correcta después de determ.nar si cada una de los enunciados es verdadero (V) o falso (F)
I. La estructura de Lewis del H_2SO_4 representa pares libres sobre el átomo central.
II. La estructura de Lewis del HNO_3 presenta enlace dativo.
III. La estructura de Lewis del PF_5 no cumple con la regla del octeto.

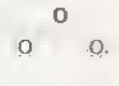
A) VVV B) VVF C) VFV
D) FVF E) FVV

78. Respecto a la geometría molecular que se representa, indique la alternativa que no corresponde a la relación indicada

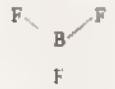
A) Tetraédrica



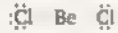
B) Angular



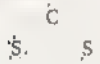
C) Plano trigonal



D) Lineal



E) Angular



79. Considere la molecula de oxicloruro de azufre ($SOCl_2$) e identifique las proposiciones correctas
I. El átomo central posee un par de electrones libres.
II. Posee momento dipolar diferente de cero.
III. Es una molécula con geometría trigonal planar.

A) Solo I B) Solo II C) Solo III
D) I y II E) I, II y III

80. Indique la geometría molecular, respectivamente del O_3 y $CHCl_3$

A) Angular : Angular
B) Lineal : Angular
C) Tetraédrica : Tetraédrica
D) Angular : Tetraédrica
E) Lineal : Piramidal

81. Indique verdadero (V) o falso (F) según la correspondencia entre fórmula tipo de geometría.

I. H_2SO_4 — Plana trigonal
II. SO_3 — angular
III. CO_2 — lineal

A) VVV B) FFF C) FFV
D) FVV E) VFV

82. Indique la relación incorrecta: especie química - geometría molecular

A) BH_4 Tetraédrica
B) NO_2 Angular
C) CS_2 Lineal
D) SO_3 Trigonal planar
E) PCl_3 Tetraédrica

83. Con respecto a las propiedades de los compuestos covalentes apolares, ¿qué alternativa contiene las proposiciones correctas?
I. Sus moléculas están débilmente atraídas entre sí.
II. Por lo general son gases, líquidos o sólidos que poseen bajos puntos de fusión.
III. Siempre conducen la electricidad en el estado sólido.

A) I y II B) II y III C) Solo I
D) Solo II E) Solo III

84. Indique verdadero (V) o falso (F) en relación a las propiedades de los compuestos covalentes:

I. Son buenos conductores en solución acuosa.
II. Tienen baja temperatura de fusión y ebullición.
III. A temperatura ambiente se encuentran en estado sólido, líquido o gaseoso.

A) VVV B) VFV C) VVF
D) VFF E) FVV

85. ¿Cuál no es una propiedad de los compuestos covalentes?
A) Temperatura de fusión menor de 400°C.
B) Están constituido por moléculas
C) Insolubles en agua.
D) Estado físico sólido, líquido o gaseoso.
E) Conductor eléctrico.

86. Respecto al enlace químico, identifique las proposiciones verdaderas:
I. El enlace covalente se forma principalmente entre átomos de elementos no metálicos.
II. El KCl es una sustancia muy resistencia a la rotura.
III El molibdeno es un elemento altamente conductor debido a la naturaleza de sus enlaces.

A) Solo I B) Solo II C) Solo III
D) I y II E) I, II y III

87. Indique el valor de verdad de las proposiciones siguientes:
I. El $C_6H_5COOH_{(S)}$ disuelto en agua no conduce la corriente eléctrica.
II. El $CCl_{4(\ell)}$ no se disuelve en agua.
III. El $_3Li(s)$ tiene mayor fuerza de su enlace metálico que el $_{19}K(s)$.

A) FVV B) FVF C) VVV
D) FFF E) VFV

88. Indique la alternativa incorrecta respecto a los metales:
A) Presentan brillo.
B) Son quebradizos
C) Conducen la corriente eléctrica en estado sólido.
D) Conducen el calor de estado fundido.
E) Tienen puntos de fusión muy variados.

89. Los elementos X e Y, ambos no metálicos, se combinan para formar un compuesto binario. Con respecto a este compuesto, indique el valor de verdad de las siguientes proposiciones según corresponda:
I. Se encuentra en estado gaseoso a condiciones ambientales.
II. No conduce la electricidad en ningún estado físico.
III Para la formación del enlace, X transfiere un electrón a Y.

A) VVV B) VFV C) VFF
D) FVF E) FFV

90. Establezca que proposiciones son verdaderas (V) y cuales son falsas (F)

I. Si comparamos las moléculas H_2O_2 y O_3, la longitud enlace oxígeno-oxígeno más corta es en el O_3.
II. De la relación de metales que se indican: $Au_{(s)}$; $Cu_{(s)}$ $Hg_{(\ell)}$ $Ga_{(s)}$ $Sr_{(s)}$ sus propiedades como dureza, conductividad térmica y eléctrica, brillo característico, maleabilidad, se explican con "la teoría del mar de electrones"
III. De las siguientes sustancias a 20°C, cuyas fórmulas son: BaO CO_2 NaCl H_2O, la de mayor punto de fusión es el BaO.

A) FVV B) VVF C) FVF
D) FFV E) VFV

91. Indique la secuencia correcta después de determinar si cada uno de los enunciados es verdadero (V) o falso (F)
I. Las sustancias iónicas que se disuelven en solventes polares lo hacen gracias a las fuerzas dipolo dipolo.

E&M

II. La sustancias poco polares que se disuelven en solventes no polares lo hacen gracias a las fuerzas de London.
III En general las fuerzas de London en sustancias moleculares de mayor masa molas son mayores.

A) VVV B) VVF C) VFV
D) FVF E) FVV

92. Indique verdadero (V) o falso (F) a las siguientes proposiciones:
I. Las fuerzas interatómicas son mas intensas que las fuerzas intermoleculares.
II. En el $NH_{3(l)}$, $HF_{(g)}$ predomina el enlace puente de hidrogeno.
III. En el $I_{2(l)}$ predominan las fuerzas dipolo-dipolo.

A) VVV B) VVF C) VFV
D) FVV E) VVF

93. ¿Cuál o cuáles de las siguientes moléculas presenta o presentan fuerzas de puente hidrógeno?
I. HNO_3 II. H_2S III. HCl
IV CH_3NH_2 V. HBr VI NH_3

A) I, II y III B) II, III y IV
C) IV, V y VI D) I, IV y VI
E) II, IV y V

94. Marque la relación incorrecta para un compuesto y su fuerza intermolecular predominante?

A) H_2O, EPH
B) CH_4; EDD
C) C_2H_5OH, EDD
D) NH_3, EPH
E) CH_3COCH_3, EDD

95. Considere a los compuestos H_2S y H_2Te e indique el valor de verdad de las siguientes proposiciones según corresponda:
Datos
Ăr: Se= 79; Te= 127,6
X: Se = 2,5, Te = 2,1
T eb. H_2S = 213 K; H_2te = 271 K

I. Fuerza dipolo dipolo. H2S > H_2Te
II. Fuerza de London. $H_2S < H_2Te$
III Fuerzas intermolecualres
$H_2S > H_2Te$

A) VVV B) VFV C) FVV
D) VVF E) FFF

96. ¿Cuál de las sustancias sus moléculas están unidos por enlace hidrógeno?
I $HCHO_{(}$ II $HNO_{3(}$
III $NH_{(}$ IV CH_3OH
V $CH_3COCH_{(}$ VI HCN

A) II y III B) III y IV
C) I, II y III
D) II, III y IV E) I, II, III y IV

97 A continuación se muestran las siguientes propiedades de dos sustancias
Sustancia A: Cristales incoloros densidad relativa 0,990 a 25ºC, sublima a 204ºC; insoluble en agua, muy soluble en etanol y éter.
Sustancia B: Cristales aguja azul-verde, densidad relativa 4,02, punto de fusión 786ºC, punto de ebullición 1700ºC; solubilidad en agua fría 103,9 g/100 gH_2O, muy soluble en agua caliente. Diga que es lo correcto

I. La sustancia A podría ser $NaCl_{(s)}$
II. La sustancia B podría ser el cloruro de praseodimio, $PrCl_3$
III La sustancia A podría ser el alcanfor ($C_{10}H_{16}O$)
IV. La sustancia B podría ser el $CO_{2(s)}$
A) I y IV B) II y III C) I y II
D) III y IV E) Solo III.

98. ¿Cuál de las siguientes sustancias presenta mayor presión de vapor?

A) CH_4
B) CH_3CH_3
C) $CH_3CH_2CH_2CH_2CH_3$

99. ¿Cuál de las siguientes sustancias presenta mayor temperatura de ebullición?

A) N. pentano
B) Dimetilpropano
C) Metilbutano

100. ¿Cuál de las siguientes sustancias presenta mayor tensión superficial?

A) H_2O
B) C_2H_5OH
C) CH_3COOH

E&M

RESOLUCIÓN DE PROBLEMAS

Resolución 1:

I. Se cumple generalmente:

ΔEN ≥ 1,9 (según UNMSM) es iónico
ΔEN≥1,7 (según UNI, Villareal, Callao, Agraria) es iónico.
ΔEN<1,7 Enlace covalente

II. En el diamante se presenta enlaces covalentes apolares

Recordar

Enlace Polar	Enlace Apolar
ΔEN ≠ 0	ΔEN = 0

III. $Na^{\odot}$ $:\ddot{Cl}:^{\ominus}$ Transferencia

$Na\left[\cdot\ddot{Cl}\right]$ Estructura Lewis

IV. El enlace metálico se da entre metales que se caracteriza por tener baja energía de ionización

Rpta.: C

Resolución 2:

CaI_2; enlace iónico
H_2S; enlace covalente
Fe, enlace metálico.

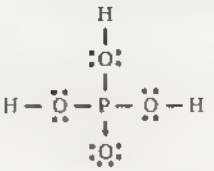
En forma práctica

metal | no metal → iónico

no metal | no metal → covalente

Rpta.: C

Resolución 3:



Se observa que el O presenta 6e y presenta un par más, quiere decir que hay un enlace dativo

I Falso — Solo tiene un enlace dativo

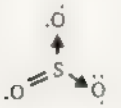
II Verdadero — Como no nos dan las electronegatividades se asume que las electronegatividades debe ser diferentes y por lo que los enlaces entre sus átomos son polares.

III. Verdadero — Se cuenta 9 pares libres

IV. Falso — El H no alcanza el octeto

Rpta.: A

Resolución 4:



8 pares libres

I. Verdadero — Por lo que la molécula presenta 8e en su capa de valencia.

II Verdadero — Se observa que el átomo de O debe presentar 8e, como ya tiene 3 pares libres por ende el par enlazante sebe ser dativo.

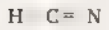
III Falso — Presenta 8e no compartidos.

IV. Verdadero — Presenta 4 enlaces y por cada enlace existen 2 electrones

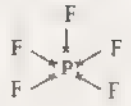
Rpta.: C

Resolución 5:

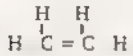
A) HCN



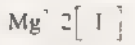
B) PF_5



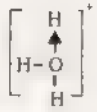
C) C_2H_4



D) MgI



E) H_2O



Rpta.: A

Resolución 6:

A) Verdadero — En estado líquido conduce la corriente, corriente de iones corriente de 2° orden.

B) Verdadero — Debido a que los compuestos iónicos presentan carga positiva (catión) y negativa (anión).

C) Falso — Generalmente se produce entre átomos de una alta electronegatividad con otros de baja electronegatividad

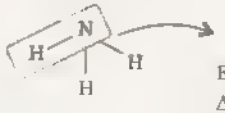
D) Verdadero — Presentan sólidos cristalinos, es decir se ordenan en capas y forman ángulos constantes.

E) Verdadero — Presentan alto punto de fusión.

Rpta.: C

Resolución 7:

a) Amoniaco (NH_3)



H - N

EN: 2,1 EN = 2,5

$\Delta EN \quad 2,5 - 2,1 = 0,7 \neq 0$

Si $\Delta EN \neq 0$ Enlace Polar

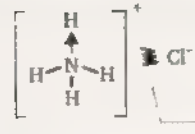
b) Yodo (I_2)

EN=2,6 EN 2,6

$\Delta EN = 2,6 - 2,6 - 0$

Enlace Covalente Polar

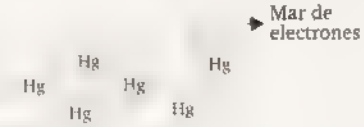
c) NH_4Cl



Presenta enlaces covalentes pero es un compuesto iónico

Fuerza Eléctrica

d)



Mar de electrones

Rpta.: A

Resolución 8:

I Falso — El enlace metálico se produce entre metales, es decir entre elementos de baja energía de ionización.

II Verdadero — Se conoce también como el mar de electrones

III. Falso — Si la fuerza catiónica aumenta, quiere decir que la carga del catión es mayor, por lo que la fuerza del tipo eléctrica aumenta.

IV Verdadero — Es característica de los metales.

Ductibilidad: Formar hilos.

Maleabilidad: Láminas

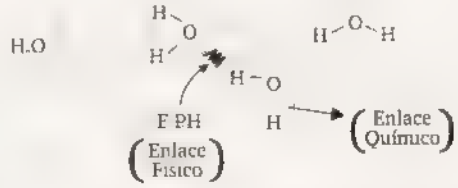
Rpta.: B

Resolución 9:

I. Verdadero — Los elementos químicos son más intensos que las fuerzas intermoleculares.

Ejemplos: 41 KJ para evaporar 1 mol H_2O

930 KJ para romper enlaces (O H)

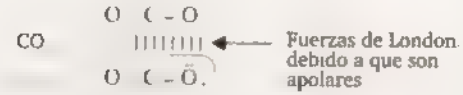


II Verdadero — El enlace metálico es una fuerza del tipo eléctrico.
III. Verdadero — Se presentan en moléculas polares y apolares.
IV Verdadero — Determina la mayoría de propiedades físicas.

Rpta.: E

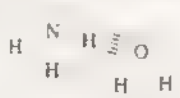
Resolución 10:

I. Verdadero



II. Falso — El Br_2 presenta $70e^-$
El I_2 presenta 106
Las fuerzas de London son más intensas en el I_2 porque presenta más e así que son moléculas más polarizables.
Por lo que las fuerzas de London son más intensas.

III Verdadero — Se le llama enlace puente hidrógeno mixto



IV. Verdadero — Por ejemplo, el H_2O es una molécula polar presenta dipolo – dipolo.

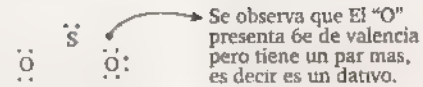
Rpta.: A

Resolución 11:

I. Verdadero — Los electrones que participan son los electrones de valencia.
II. Verdadero — Se puede dar por transferencia (enlace iónico) o por compartición (enlace covalente)
III. Falso — Las fuerzas de London son fuerzas intermoleculares, los cuales son del tipo físico

Rpta.: E

Resolución 12: SO_2 (Anhídrido Sulfuroso)

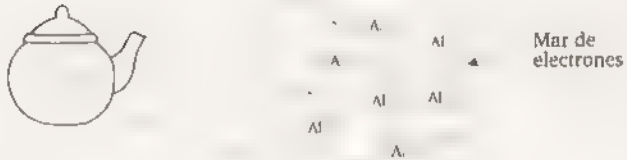


A) Falso — Presenta 8 pares libres.
B) Falso — Presenta un solo enlace doble.
C) Falso — Se comparten 6 electrones.
D) Falso — 1 Enlace covalente múltiple.
E) Verdadero — El S se enlaza al oxígeno con un enlace dativo.

Rpta.: E

Resolución 13:

A)



B) Verdadero — Son buenos conductores de calor y electricidad
C) Falso — El mercurio (Hg) a temperatura ambiente se encuentra en estado líquido.
D) Verdadero — Los metales como el hierro presentan alto punto de fusión
E) Verdadero — Los metales se caracterizan por ser ductibles: forman hilos (+ ductil el oro)
Maleable: forman láminas

Rpta.: C

Resolución 14:

A) Falso — Los electrones no se encuentran deslocalizados sino en la capa de valencia.
B) Falso — Los compuestos iónicos presentan alto punto de fusión NaCl = 801°C
NaBr = 750°C
NaI 662°C

C) Falso — A temperatura ambiente son malos conductores. De la electricidad debido a que sus cargas se encuentran fijas.

D) Verdadero — El enlace iónico es del tipo electrostático por lo que los iones son atraídos.

E) Falso — Los compuestos iónicos no forman moléculas si no redes cristalinas.

Rpta.: D

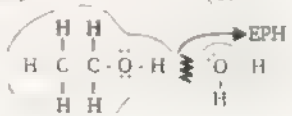
Resolución 15: Para que la sustancia forme puente hidrógeno con el agua En primer lugar debe ser molécula, luego presentar

F - H
N - H
O - H

A) Na (OH) — No es molécula; sino un compuesto iónico

B) $CH_3\,CH_2\,OH$ (Etanol) — (Si

Ahora



C) CH_4 (Metano) — (No

D) H_2S (Sulfuro de hidrógeno) — No

E) PH_3 (Fosfina)

Nota: No solo debe presentar "H" para que presente E. P H. si no que debe estar un.do al F, O, N

Rpta.: E

Resolución 16:

a) Br_2 — Molécula apolar — Dispersión de London

b) H - F: — Puente Hidrógeno

c) CO — Molécula polar — Dipolo - Dipolo

C O

Rpta.: C

Resolución 17:

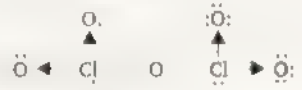
I. Verdadero — El enlace químico es la unión interatómica
II. Verdadero — Se puede dar por compartición o transferencia
III Verdadero — Generalmente los electrones de valencia se encuentran en la última capa.

Rpta.: B

Resolución 18:

A) Ag — Enlace metálico

B) Cl O_4 — Enlace covalente



C) CaO

(a [O] — Enlaces iónicos

Fuerza eléctrica

D) CO_2 — Covalente

O = C − Ö:

E) HF — Covalente

H F

Rpta.: C

Resolución 19:

A) Verdadero — Presentan alto punto de fusión debido a su red cristalina.

B) Verdadero — A temperatura ambiente son sólidos.

C) Verdadero

NaCl (e) Fundido — NaCl (ac) Mezclado con H_2O

D) $MgCl_2$ — NaCl

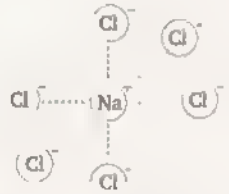
$Mg^{2+}2[:\dot{C}l:^-]$ — Na^+Cl^-

Mayor fuerza eléctrica debido a su carga eléctrica

E) Falso — El catión y el anión se unen por fuerzas electrostáticas o eléctricas

Ejemplo:

NaCl - Cloruro de Sodio



Rpta.: E

Resolución 20:

I. Verdadero — Los átomos de los metales pierden sus electrones, pero estos aún no salen del metal por lo que se encuentran libres, generando un "mar de electrones"

II. Falso — Eso depende si el metal es puro, porque en una aleación donde los metales son diferentes, se puede producir una $\Delta EN \neq 0$

III. Verdadero — Es la característica de los metales.
Conducir la corriente (mejor conductor el oro)
Ser maleables (fuerzas láminas)
También: Son dúctiles (forman hilos)
Tenacidad (difícil de romper)

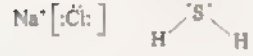
IV. Punto de fusión — Al T F = 660°C
Na T F = 97°,2°C
Se debe a que el aluminio presenta mayor carga Al^{3+} y el sodio solo Na^+

Rpta.: D

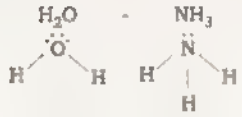
Resolución 21:

A) NaCl - H_2S

NaCl iónico — H_2S covalente polar



B) H_2O - NH_3



H_2O covalente polar — NH_3 covalente polar

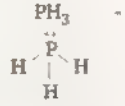
C) Cl_2 - CO_2

$:\dot{C}l - \dot{C}l:$ covalente apolar — $:\ddot{O} = C - \ddot{O}:$ covalente apolar

D) CS_2 - I_2

$:\ddot{S} = C = \ddot{S}:$ covalente apolar — $:\ddot{I} - I:$ covalente apolar

E) PH_3 - H_2



PH_3 covalente polar — H_2 (H - H) covalente apolar

Nota

Molécula polar	Molécula apolar
Momento dipolar	Momento dipolar
Resultante $\mu_r \neq 0$	Resultante $Mr = 0$
Forman dipolos	Forman dipolos

μ Momento dipolar

Rpta.: E

Resolución 22:

SO_3

El átomo de O solo presenta 6e- de valencia, pero existe un par mas. Quiere decir que es un dativo.

A) Falso — Presenta 2 dativos

B) Falso — Presenta 3 enlaces polares, el enlace doble del S=O, se considera como uno cuando se analiza según su polaridad.

C) Falso — Existen 8e- compartidos porque hay 4 enlaces covalentes.

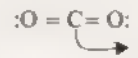
D) Falso — Existe 8 pares No enlazantes es decir 16e-

E) Verdadero — Presenta un doble y 2 simples

Rpta.: C

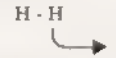
Resolución 23: Regla del octeto: los átomos al enlazarse adquieren 8e en su ultimo nivel

I) CO_2



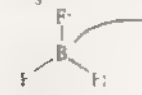
El átomo de C presenta octeto incompleto.

II) H_2



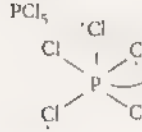
El H no llega al octeto

III) BF_3



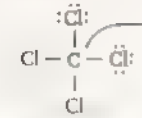
El átomo de B solo presenta 6e- en su ultimo nivel, es un octeto incompleto.

IV) PCl_5



El átomo de P presenta 10 e-, se le llama octeto expandido.

V) CCl_4



El átomo de C presenta octeto completo.

Rpta.: D

Resolución 24:

I) Verdadero — Molécula Homonuclear (mixto átomos) $Cl - Cl$

II) Molécula Heteronuclear (Atomos diferentes) $H - Br$

III) Falso — Las moléculas formado por enlaces covalentes al asociarse se encuentran en estado sólido, líquido, gas.

IV) Verdadero — No conducen la corriente

V) Falso — Existen moléculas apolares (C_6H_6, CCl_4) Que No son solubles con el agua.

Rpta.: A

Resolución 25:

I) Falso — Las fuerzas de London se encuentran en moléculas polares y apolares.

II) Verdadero — Las fuerzas dipolo -dipolo o Keesom se manifiestan solo en moléculas polares como H-Cl, H_2S, HBr

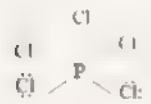
III) Verdadero — La interacción puente hidrógeno se presenta en moléculas, que tengan H-N (NH_3); H - F (HF) o H - O (CH_3OH)

IV) Verdadero — Las proposiciones físicas dependen de la intensidad de las fuerzas intermoleculares.

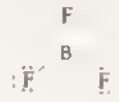
Rpta.: B

Resolución 26:

A) PCl_5



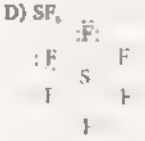
B) BF_3



C) $BeCl_2$

Cl - Be - Cl

D) SF_6



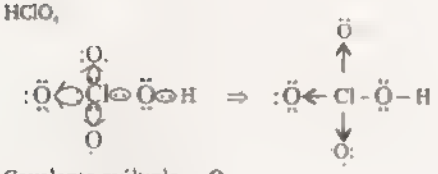
E) HCN

H – C ≡ N:

Rpta.: D

Resolución 27:

$HClO_4$



Covalente múltiple = O

Covalente coordinado = 3

#e- sin compartir: 22

Rpta.: C

Resolución 28:

NH_4NO_2 Nitrito de Amonio

Catión Anión

A) Verdadero — Es un compuesto iónico

B) Verdadero

C) Verdadero — Los átomos que conforman el NO_2^- cumplen con el octeto

D) Verdadero — De la figura se nota que se forma un doble.

E) Falso — Como son compuestos iónicos NO_2^- forman molécula

Rpta.: E

Resolución 29:

H_2Se

Molécula Polar
Predomina las fuerzas dipolo-dipolo

Rpta.: C

Resolución 30:

Se tiene

Apolares	Polares
CH_4	HCl
H_2	H_2O
F_2	
Cl_2	
I_2	

Moléculas

A) Falso — Heteronucleares. CH_4 London
HCl (dipolo-dipolo) y London
H_2O (EPH)

Orden de Intensidad
EPH > London > dipolo dipolo

E&M

Fuerzas Intermoleculares < Relación Directa > T. ebullición, T. Fusión, Viscocidad, Tensión superficial

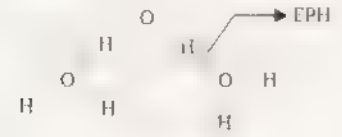
R Inversa → Presión de vapor

B) Falso

* H H	No octeto
* I F	Sí
* Cl Cl	Sí
* I I	Sí

C) Falso

Presenta EPH, dipolo dipolo, también fuerzas de London



D) Falso

H O Geometría Lineal

H O H Geometría Angular

E) Verdadero

Moléculas que solo presentan London

	M
H_2	2
F_2	38
Cl_2	71
Br_2	160
I_2	254

$\overline{M}$ Relación Directa → Fuerzas de London

Aumenta London

Rpta.: E

Resolución 31:

KBr (Broruro de Potasio)

Compuesto Iónico

K^+ Br^-

Rpta.: C

Resolución 32:

I. Falso — $BeCl_2$ BeI_2 $BeBr_2$ $AlCl_3$ AlI_3 $AlBr_3$ son covalentes

II. Falso — LiCl Iónico; $BeCl_2$ Covalente

III. Verdadero — CaO Iónico

Rpta.: B

Resolución 33:

X → IIA · X · Metal X^{2+}

Y → VA Y Nometal Y^3

X^{2+} Y^3 → X_3Y_2

X_3Y_2 → $3X^{2+}2[:\ddot{Y}:]^3$

Fórmula química — Estructura Lewis

Rpta.: C

Resolución 34:

I. Correcto — Al-O → Al_2O_3 (iónico) → $2Al^{3+}3[:O:]$

II. Incorrecto — Al-Cl → $AlCl_3$ (covalente) → Al, Cl, Cl

III. Correcto — Cs-F → CsF (iónico) → $Cs^+[:\ddot{F}:]$

Rpta.: B

Resolución 35:

·M· Metal IIA → M^{2+} — $\ddot{X}$ No Metal VIA → X^2

M^{2+} X^2 → M_2X_2 → MX Fórmula química

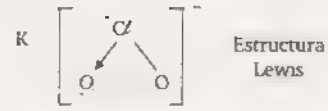
$M^{2+}[\ddot{X}:]^{2-}$ Estructura de Lewis

Rpta.: A

E&M

Resolución 36:

$KClO_2$



Estructura Lewis

A) Correcto — De la figura

B) Incorrecto — Es un compuesto iónico que presenta internamente enlaces covalentes

C) Incorrecto — Es un compuesto iónico.

D) Incorrecto — Existen 8 pares no enlazantes.

E) Incorrecto — Solo existe un enlace coordinado.

Rpta.: A

Resolución 37:

I) Incorrecto — Los compuestos iónicos presentan alta temperatura de fusión

II) Correcto — Son solubles con solventes polares debido a sus cargas.

III) Incorrecto — En estado sólido son malos conductores de la electricidad

Rpta.: D

Resolución 38:

A) Verdadero — A temperatura ambiente se encuentran en estado sólido.

B) Verdadero — Son solubles en agua

C) Verdadero — Presentan alta temperatura de fusión

D) Falso — No son maleables, son frágiles

E) Verdadero — Forman redes cristalinas

Rpta.: D

Resolución 39:

A) Verdadero — Altos puntos de fusión
NaCl (801°C)

B) Verdadero — Presentan alta dureza (Resistencia a ser rayado)

C) Verdadero — Solubles en solventes polares

D) Falso — En condiciones estándar (T=25°C) son sólidos y No. conducen la corriente eléctrica

E) Verdadero — Forman redes cristalinas.

Rpta.: D

Resolución 40:

A) Correcto — Los compuestos iónicos al disolverse en agua forman iones generando soluciones electrolíticas capaces de conducir la corriente eléctrica.

B) Verdadero — No conducen la corriente en estado sólido.

C) Verdadero — La diferencia de electromanegatividad debe ser mayor a 1,7 (ΔEN 1,7) para ser iónico.

D) Falso — En un compuesto iónico, se produce por transferencia de electrones

E) Verdadero — Se podría decir que como la forma del compuesto es MX, podría ser NaCl.

Rpta.: D

Resolución 41:

I. Verdadero — Los compuestos iónicos a Temperatura ambiente (T) 25°C y P=1atm

II. Verdadero — Resulta de la transferencia de un átomo de baja afinidad (metal)

III. Falso — A condiciones ambientales son sólidos, no conducen la corriente

Rpta.: D

Resolución 42:

I. Verdadero

Te - H	covalente
C - F	covalente
Ba - F	iónico
N - F	covalente
K - O	iónico

II. Falso

C - F

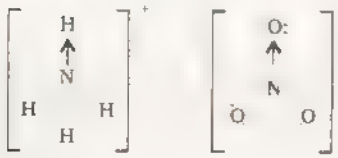
En 2,5 — ΔEN = 1,5

Te - H

2,0 2,1 — ΔEN = 0,11

Polaridad de enlace → Relación Directa → ΔEN

III. Verdadero — NH_4NO_3



Rpta.: C

Resolución 43:

1) C - H — ΔEN 0,4
2,5 - 2,11

2) F - H — ΔEN = 1,9
4 2,1

3) Br - H — ΔEN = 0,8
2,9 2,11

4) Na - I — ΔEN = 1,5
0,90 2,16

5) K - F — ΔEN = 3,92
0,08 4

Nota

Caracter iónico → Relación Directa → ΔEN

Ordenados = 1,3,4,2,6,5
creciente

Rpta.: D

Resolución 44:

I. Verdadero — Si son átomos diferentes tendrán electronegatividades diferentes

II. Verdadero — Efectivamente para que se produzca el enlace dativo, el átomo central tuvo que haber completado el octeto

III. Falso — Para cuantificar la polaridad del enlace debe tener un momento dipolar $\vec{\mu}$

Rpta.: B

Resolución 45:

I. Verdadero, — Generalmente, excepto, los átomos al disolverse en agua son malos conductores.

II. Verdadero, — Debido a que en el enlace metálico también se produce fuerza electrostática.

III. Falso, — H_2SO_4 : covalente

· NaCl iónico
· HCl covalente

E&M

Resolución 46:

$$\underset{\text{no metal}}{X} + \underset{\text{no metal}}{Y} \longrightarrow \underset{\text{covalente}}{XY} + \text{energía}$$

I. Verdadero

II Verdadero — Si esta formado por no metales es covalente.

III Falso — Los no metales generalmente presentan electronegatividades parecidos. Por lo que su variación es menor que 1,7

$$\Delta EN = 0$$

Rpta.: C

Resolución 47:

A) Iónico. Interatómico
metal – no metal

B) Metalicos: Interatomico
metal – metal

C) Covalente Apolar: Interatómico
no metal – no metal
$\Delta EN = 0$

D) Covalente Polar: Interatómico
no metal – no metal
$\Delta EN \neq 0$

E) Falso — Iónico dipolo Fuerza Intermolecular

Rpta.: **

Resolución 48: El punto de referencia es el que alcancen el octeto.

I — H_2
H - H
H_2: Diatómica

III. — Br_2.

II — Br Br Br_2 Diatómico

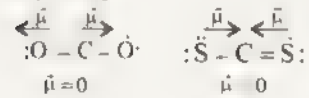
He
·He· pertenece al grupo de los gases nobles, por lo que ya no necesita enlazante.

IV. — Hg es un metal
Al formar enlace metálico se produce un catión Hg^+ el cual interactua con sus electrones
Nota: Elementos diatómicos:
Cl_2, Br_2, I_2, F_2
H_2, O_2, N_2

Rpta.: B

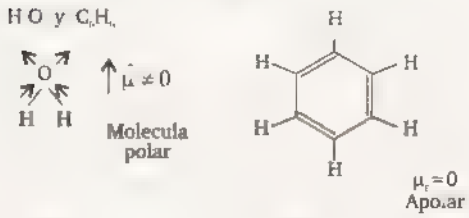
Resolución 49:

A) CO_2 y CS_2

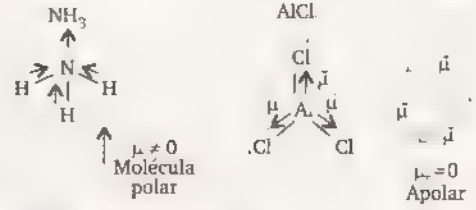


Son moléculas apolares

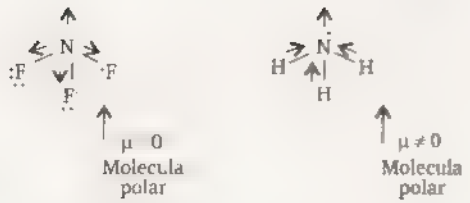
B) H_2O y C_6H_6



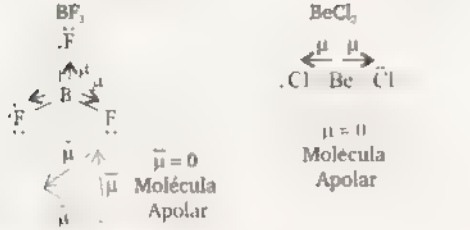
C)



D) NF_3 NH_3



E) BF_3 $BeCl_2$



Rpta.: D

Resolución 50:

A) O_3

$:O=O\rightarrow O:$

B) O_3

$:\ddot{O}=O\rightarrow O:$

El átomo central presenta pares libres por lo que es una molécula polar.

HCN

C) La resonancia se produce por la deslocalizacion de los electrones Pi (π)

D) CO_2

$O \overset{\mu}{=} C \overset{\mu}{=} O$

La molécula de CO_2 presenta por enlaces polares

E) $HC\ell$

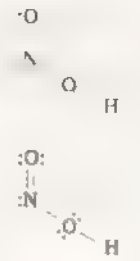
$H-C\ell$

$H:\ddot{C}\ell:$

El atomo aporta un electron por lo que es un enlace normal.

Rpta.: E

Resolución 51: HNO_2



Presenta

Enlace sigma σ: 3

Enlace pi π: 1

Rpta.: C

Resolución 52:

I. O_3

II SO_2

C) H_3O

Rpta.: E

Resolución 53:

A) N - O

3 3,5 $\Delta EN = 3,5 - 3 = 0,5$

B) C - O

2,5 3,5 $\Delta EN = 3,5 - 2,5 = 1,0$

C) H - F
2,1 4,0 $\Delta EN = 4 - 2,1 = 1,9$

D) N - H
3,0 2,1 $\Delta EN = 3 - 2,1 = 0,9$

E) C - F
2,5 4,0 $\Delta EN = 4 - 2,5 = 1,5$

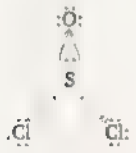
Ahora se cumple: (Momento dipolar < Relación Directa > ΔEN)

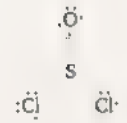
$\therefore$ H - F Posee mayor momento dipolar

Rpta.: C

Resolución 54:

$SOCl_2$

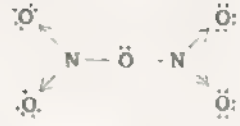




Enlace simples: 3
Enlace múltiple: 0
Enlace normal 2
Enlace dativo: 1

Rpta.: D

Resolución 55: N_2O_5



Enlace simples: 6
Enlace múltiple: 0
Enlace normal: 2
Enlace dativo: 4

Rpta.: A

Resolución 56:

SO

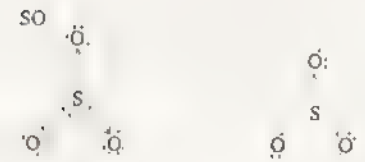


Figura 1

SO_4^{2-}

La carga -2 se debe a que ha ganado 2e- de los átomos de hidrógeno.

H_2SO_4

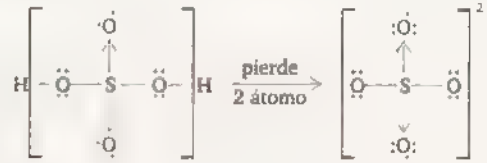


Figura 2

SO_2

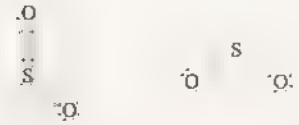


Figura 3

Figura 4

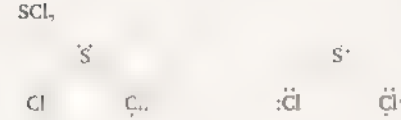


Figura 5

I. Verdadero — De la figura 3

II Falso — En el ion SO_4^{2-}, el S No presenta par libre.

III Verdadero — De la figura 1, 2, 3, 4

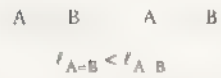
Rpta.: C

Resolución 57:

I. Verdadero — Por un sigma dos pi

II Verdadero

III. Falso



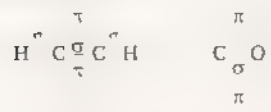
$\ell_{A=B} < \ell_{A\ B}$

ℓ = longitud de enlace

Rpta.: B

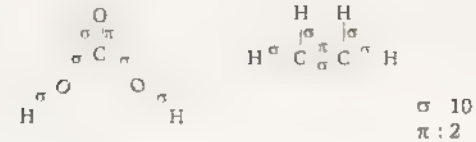
Resolución 58:

A) C H y CO



σ : 3
π : 4

B) H_2CO_3 C_2H_4



σ 10
π : 2

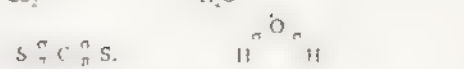
C) CH_4 CO_2

σ : 6
π . 2

D) HCN C_2H_6

σ : 9
π 2

E) CS_2 H_2O

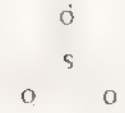


σ 4
π : 2

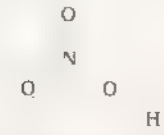
Rpta.: A

Resolución 59:

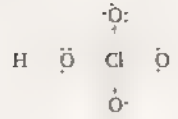
A) SO_3



B) HNO_3

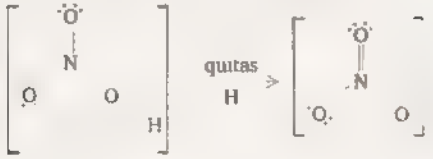


C) $HClO_4$

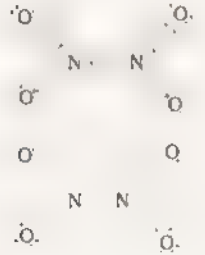


D) NO_3^-

Primero hacemos la estructura del HNO_3

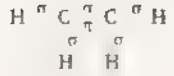


E) N_2O_4



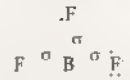
Rpta.: C

Resolución 60: I. Verdadero

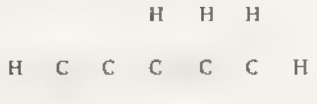


1 enlace σ

II. Verdadero



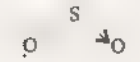
III Falso



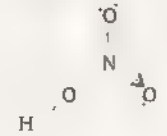
enlace simples: 8
enlace múltiple.2

Rpta.: C

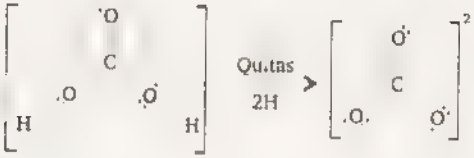
Resolución 61: A) SO_2



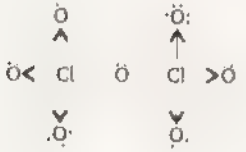
B) HNO_3



C) CO_3^{2-}



D) Cl_2O_7

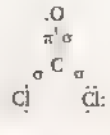


E) CO_2

:O = C = O·

Rpta.: D

Resolución 62: I. $COCl_2$



σ . 3
π 1

II. C_2H_2

$H \overset{\sigma}{-} C \overset{\pi}{\underset{\pi}{-}} C \overset{\sigma}{-} H$ σ : 3, π : 2

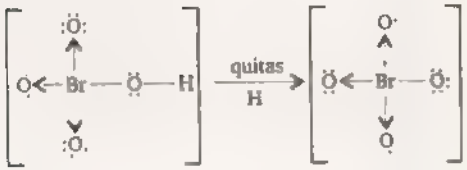
II. CNO

$\left[C \overset{\pi}{\underset{\pi}{-}} N \overset{\sigma}{-} \dot{O}\right]$ σ : 2, π : 2

Rpta.: A

Resolución 63:

$-BrO_4$



BrO_4

I. Falso — Una vez que se ha formado los enlaces el átomo de bromo alcanza el octeto

II. Falso — Presenta 3 enlaces dativos.

III Verdadero — Todos los átomos al enlazarse alcanzan el octeto.

Rpta.: A

Resolución 64:

a) $\left[\cdot\dot{O} \overset{\sigma}{-} C \overset{\pi}{\underset{\pi}{-}} \dot{N}\right]^-$

b) $\left[C \overset{\pi}{\underset{\pi}{-}} \dot{C}\right]^{2-}$

c) $\left[:\dot{Cl} \overset{\sigma}{-} \dot{O}\cdot\right]$

d) $:\dot{N} \overset{\sigma}{\underset{\pi}{-}} \dot{O}.$

I) Falso — El ion hipoclorito $\left[:\dot{Cl} - \ddot{O}:\right]^-$ no presenta enlace pi.

II. Verdadero — Las estructuras correctas son.

a) ion hipoclorito $\left[:\ddot{Cl} - \ddot{O}:\right]^-$

III Verdadero

a) $\left[:\ddot{O} - C \equiv \dot{N}\right]^-$ — El átomo de "N" presenta 12 e-

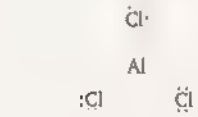
b) $\left[C \quad \dot{C}\right]^{2-}$ — El átomo solo presenta 6 e-

c) $\cdot\dot{N} = O$ — El átomo presenta 5 e- de valencia pero de la figura tiene 6 e-

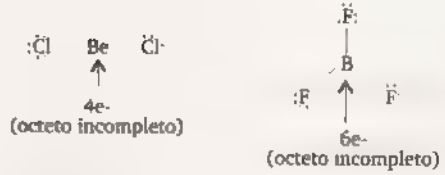
Rpta.: B

Resolución 65:

I) Falsa — El $AlCl_3$ es compuesto covalente



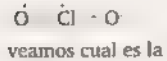
II) Verdadero



III) Falso — No alcanza el octeto primer caso:

E&M

segundo caso:



veamos cual es la más estable

(a) (b)

carga formal: parámetro que cuantifica la forma más estable, se escoge la menor carga.

$$CF: \left(\begin{matrix}\#e\text{-}\\ \text{valencia}\end{matrix}\right) - \left(\begin{matrix}\#e\text{-}\\ \text{libres}\end{matrix}\right) - \left(\begin{matrix}\#e\text{-}\\ \text{enlazados}\\ 2\end{matrix}\right)$$

caso a

$$0:\ 6 - 6 - \frac{2}{2} = 1$$

$$Cl:\ 7 - 3 - \frac{4}{2} = +2$$

caso b:

$$0:\ 6 - 4 - \frac{4}{2} = 0$$

La menor carga formal

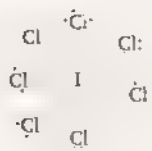
$$Cl.\ 7 \quad 3 \quad \frac{8}{2} = 0$$

∴ Por lo tanto la estructura más estable

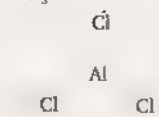
Rpta.: D

Resolución 66: A) XeF_2

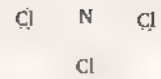
B) ICl_3



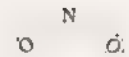
C) ACl_3



D) NCl_3

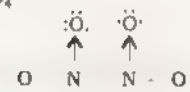


E) NO_2

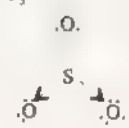


Rpta.: D

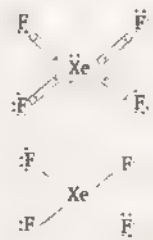
Resolución 67: A) N_2O_4



B) SO_3

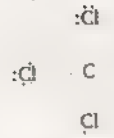


C) XeF_4

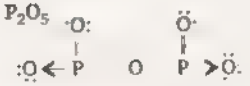


Octeto expandido

D) CCl_4



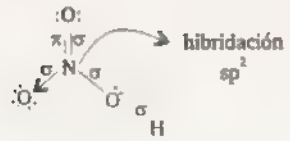
E) P_2O_5



Rpta.: C

Resolución 68:

HNO_3



I) Verdadero
II) Verdadero
III) Falso

Enlace σ : 4
π : 1

Rpta.: C

Resolución 69:

N_2, CO, CN^-, NO^+

N_2	:N ≡ N	(a)
CO	:C ≡ O	(b)
CN	[:C ≡ N]	(c)
NO^+	[:N ≡ O:]$^+$	(d)

A) Verdadero — La molécula N_2 diatómica.

B) Verdadero — Todos presentan enlace triple.

C) Verdadero — El N_2, CO son moléculas y CN^- y NO^+ son iones.

D) Falso

:N ≡ N: apolar
:C → O: polar
:C ≡ N polar
[N ≡ O]$^+$ polar

E) Verdadero

N ≡ N
7 + 7 14

:C ≡ O
6 + 8 = 14

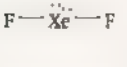
[:C ≡ N:]$^-$
6 + 7 + 1 = 14
Se debe a la carga del ión – 1.

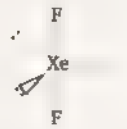
[:N ≡ O:]$^+$
7 + 6 - 1 = 14
Las 4 estructuras presentan el mismo número de electrones

Rpta.: D

Resolución 70:

XeF_2





Recuerda la forma práctica de reconocer el tipo de hibridación el número de enlaces alrededor del átomo central

$2\sigma \longrightarrow sp$

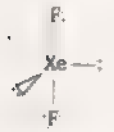
$3\sigma \longrightarrow sp^2$ | En forma práctica tomar los pares libres como enlaces sigma

$4\sigma \longrightarrow sp^3$ |

$5\sigma \longrightarrow sp^3d$

$6\sigma \longrightarrow sp^3d^2$

De lo explicado:



$2 + 3 \text{ pares libres} = \overbrace{5}^{\text{suman 5}} : s^1p^3d^1$

A) Falso — Su hibridación es sp^3d

B) Falso — Su hibridación es sp^3d

C) Falso — Su hibridación es sp^3d

D) Falso — Su hibridación es sp^3d

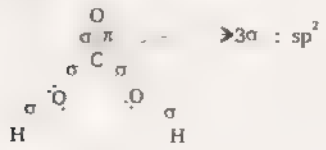
E) Verdadero — presenta octeto expandido.

Rpta.: D

Resolución 71:

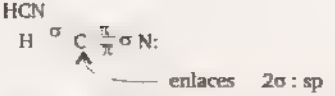
De la regla ya explicada

I. H_2CO_3



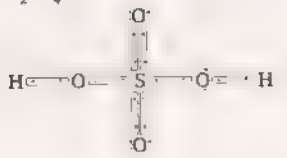
$\longrightarrow 3\sigma : sp^2$

II HCN



$\longrightarrow$ enlaces $2\sigma : sp$

III. H_2SO_4



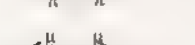
$\longrightarrow$ Enlace $4\sigma : sp^3$

Rpta.: D

Resolución 72:

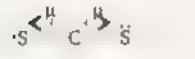
CS_2

I. Verdadero



$\longrightarrow$ enlaces σ 2: sp hibridación lineal

II. Verdadero



$\mu r = 0$ apolar

III. Falso — La hibridación es sp

Rpta.: D

Resolución 73:

I. Verdadero

BeH_2

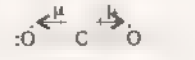
2enlaces σ : sp

C_2H_2

2 enlaces σ : sp

II Verdadero

CO_2 y SF_6



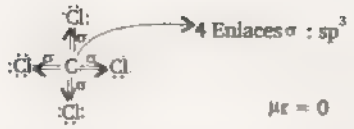
μ 0

molécula apolar

μr 0

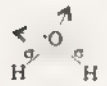
III Veamos

CCl_4



$\mu r = 0$ molécula apolar

Puede cumplirse que un átomo con hibridación sp_3 se encuentre en una molécula polar.
pero existe su contra ejemplo



$\mu r \neq 0$ molécula polar

$2\sigma + 2$ pares libres : 4 → sp^3

Rpta.: B

Resolución 74:

I. Verdadero

Experimentalmente:

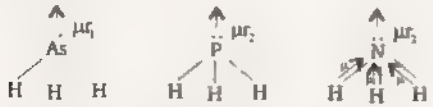
NH_3 $\mu r = 1,47$

PH_3 $\mu r = 0,58$

AsH_3 $\mu r = 0,2$

Se demuestra:

Orden de EN N > P > As



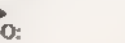
$\mu r_1 > \mu r_2 > \mu r_3$

Recuerda μr ← Relación directa → Polaridad de la molécula

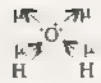
II Verdadero

CO_2

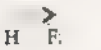
$\mu r = 0$ apolar

CO 

$\mu r \neq 0$ polar



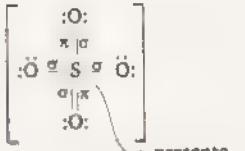
$\mu r \neq 0$ molécula polar



$\mu r \neq 0$ molécula polar

III. Falso

presenta 3 enlace σ sp^2

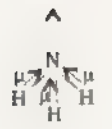


presenta 4 enlace σ sp^3

Rpta.: A

Resolución 75:

NH_3 NF_3



μr μr

$\mu r = 1,47$ (experimentalmente)

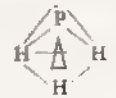
$\mu r = 0,23$ (experimentalmente)

El NH_3 es más polar que el Nf_3

I. Verdadero Presenta mayor momento dipolar que el NF_3

II Verdadero Ambas moléculas presentan dipolar diferente de cero.

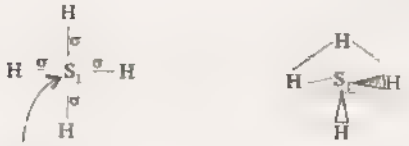
III Falso Ambas moléculas presentan hibridación sp_3 con un par libre: geometría molecular piramidal.



Rpta.: A

Resolución 76:

S_2H_4 Geometría Tetraédrica



presenta 4 enlaces σ : sp^3

I Verdadero

II Verdadero

Para que la molécula presenta resonancia debe presentar enlace doble.

III. Verdadero

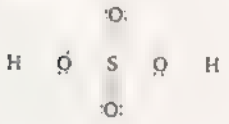
Presenta geometría.

Rpta.: D

Resolución 77:

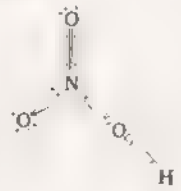
H_2SO_4

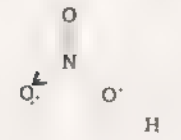
I Falso



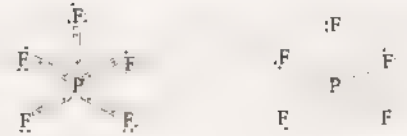
II Verdadero

HNO_3





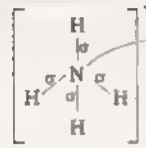
III. Verdadero



Rpta.: D

Resolución 78:

A) Tetraédrica



4 enlaces σ: sp^3

geometría molecular tetraédrica

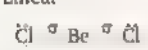
B) O_3 Ozono

geometría molecular angular hibridación: sp^2

C) Plano trigonal

geometría molecular trigonal planar hibridación: sp^2

D) Lineal

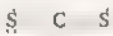


geometría molecular lineal hibridación: sp

E) Falso

No es la estructura correcta

CS_2

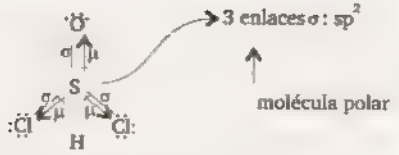


geometría molecular lineal

Rpta.: E

Resolución 79:

$SOCl_2$



I. Falso — El átomo central No presenta pares libres.

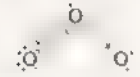
II Verdadero — Presenta un momento dipolar diferente de cero ($\mu r \neq 0$) es una molécula polar.

III. Verdadero — Presenta hibridación sp^2, sin pares libres su geometría tribunal planar.

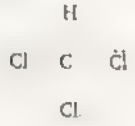
Rpta.: D

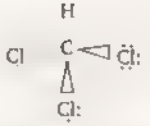
Resolución 80:

O_3



$CHCl_3$



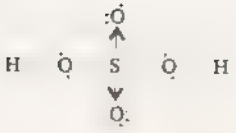


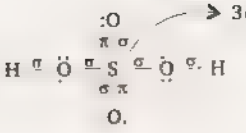
geometría molecular — Tetraédrica

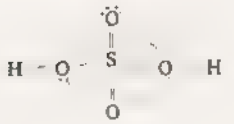
Rpta.: D

Resolución 81: I. Fa.so

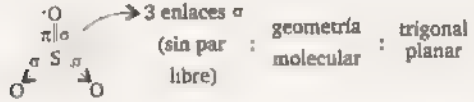
H_2SO_4



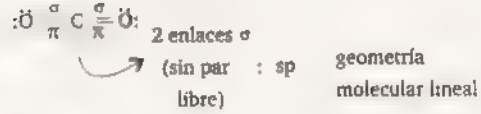




II. Falso — SO_3

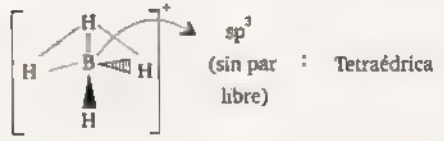


II. Verdadero — CO_2



Rpta.: D

Resolución 82: A) BH_4^+



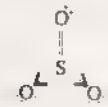
B) NO_2

E&M

C) Cs_2

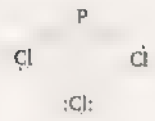
geometría molecular : lineal

D) SO_3



geometría molecular : trigonal planar

E) PCl_3



Rpta.: E

Resolución 83:

I. Verdadero — Debido a que solo presentan fuerzas de London, y estos presentan baja intensidad.

II Verdadero — Es debido a que las fuerzas intermoleculares influyen en las propiedades físicas.

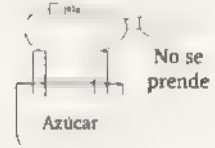
Se cumple:

III Falso — los sólidos formados por moléculas polares son malos conductores de la corriente.

Rpta.: A

Resolución 84:

I Falso — Los compuestos covalentes generalmente en fase acuosa son malos conductores, excepto los ácidos como HNO_3, H_2SO_4



$C_{12}H_{22}O_{11}$

II Verdadero — Se debe a que fuerzas intermoleculares débiles.

III Verdadero — Se encuentran en los tres estados sólido, líquido, gaseoso

Rpta.: E

Resolución 85:

A) Verdadero — Los sólidos formados de compuestos presentan bajo punto de fusión:

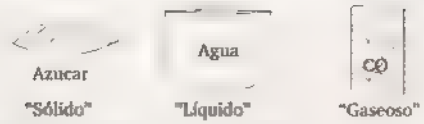
CH_4 - 183°C

C_5H_{12} - 130°C

B) Verdadero — Los compuestos covalentes son llamados moléculas debido que forman unidades pequeñas.

C) Verdadero — La mayoría de compuestos covalentes son malos conductores de la corriente debido a que no forman iones excepto los ácidos.

D) Verdadero — Se pueden encontrar en los 3 estados.



E) Falso — Son malos conductores de la corriente

Rpta.: E

Resolución 86:

I. Falso — Se forma entre átomos metálicos y no metálicos, generalmente
Ejemplos:
- NaCl
- Kbr

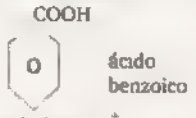
II. Falso — El KCl el cloruro de potasio, es un compuesto iónico por lo tanto es quebradizo.

III Verdadero — El molidebno es un metal por lo que es un buen conductor de la corriente.

Rpta.: C

Resolución 87:

I. Falso — Si conduce la corriente debido a que C_6H_5OOH



ácido benzoico

Se ioniza liberando iones H^+

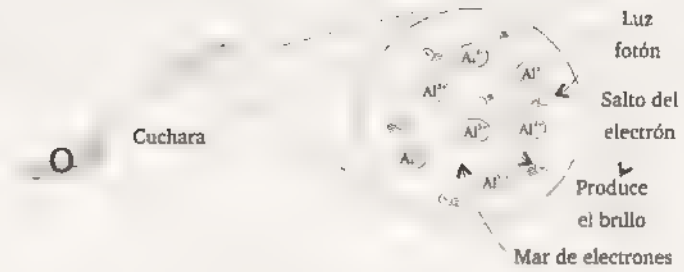
II. Verdadero

	punto de fusión
$Li_{(s)}$	180,5°C
$K_{(s)}$	63°C

Se observa que el litio presenta mayor punto de fusión que el K por lo que tiene mayor fuerza entre sus enlaces

Rpta.: A

Resolución 88:



A) Verdadero — Los metales presentan brillo debido a que los electrones están sueltos y se existan con los fotones de luz.

B) Falso — Los metales presentan alta tenacidad.

C) Verdadero — Se debe a que los electrones están libres formando un mar de electrones (electrones móviles) por lo que son capaces de conducir la carga

D) Verdadero — Los metales conducen el calor.

E) Verdadero — Pueden variar.

Hg	-38,4°C
Au	1064°C

Rpta.: D

Resolución 89:

I. Falso — $H_2 + O_2 \rightarrow H_2O_{(\ell)}$ en condiciones ambientales

II. Verdadero — Al combinarse dos elementos (No) metálicos forman moléculas, las cuales (No) conduce la corriente.

III. Falso — Si se combina 2 elementos metálicos generalmente se produce una compartición de electrones.

Rpta.: D

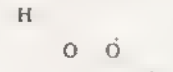
E&M

Resolución 90: I. Falso

La longitud más corta es el O_2

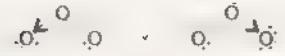
· H_2O_2

Por lo que solo se enlazan 2 átomos mientras que en el ozono son 3 además en el O_3 existe resonancia.



· O_2

· O_3



II Verdadero

El Au, Cu, Hg, Ga sus propiedades se explican con la teoría del mar de electrones o gas de electrones.

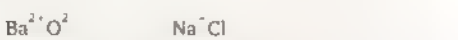
III. Verdadero

De los compuestos BaO, CO_2, NaCl, H_2O

Clasificados:

Iónicos	BaO, NaCl	(Presentan mayor
Covalente	CO_2, H_2O	punto de fusión)

Ahora analicemos de los 2 BaO y NaCl quien presenta mayor punto de fusión



Se observa que en el BaO la carga es de +2 y -2 por lo que la fuerza electrostática es mayor

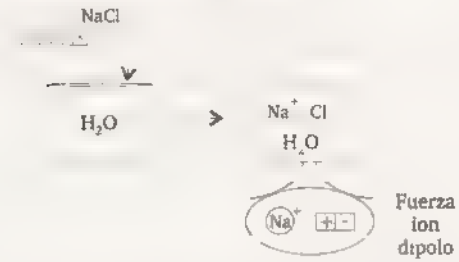
$Fe = \frac{KQq}{d^2}$ Q: cargas d= distancia

Así que el BaO presenta mayor temperatura de fusión

Rpta.: A

Resolución 91: I. Falso

Se produce por la fuerza ion dipolo.



II Verdadero

Eso se debe a que las fuerzas de London se presentan en todo tipo de moléculas polares y apolares.

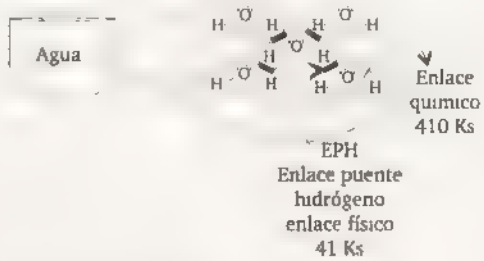
III Verdadero

Porque si existe mayor masa quiere decir que son más grandes por lo que presentan mas electrones y son más polarizables así sus fuerzas de London son más intensas.

Rpta.: E

Resolución 92: I. Verdadero

Las fuerzas interatómicas o enlaces químicos son más intensas que las fuerzas intermoleculares o enlaces físicos



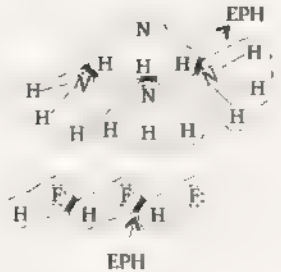
II. Verdadero

El enlace puente hidrógeno se manifiesta en moléculas que presentan:

F - H

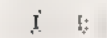
N - H

O - H



III. Falso

El I_2 es una molécula apolar

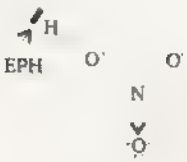


Entre estas moléculas predominan las fuerzas de London

Rpta.: B

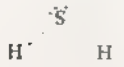
Resolución 93:

I. HNO_3



Sí presenta EPH

II H_2S

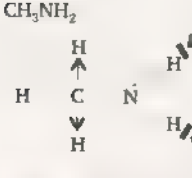


No presenta EPH

III. HCl

No presenta EPH

IV. CH_3NH_2

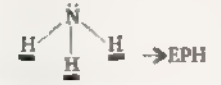


Sí presenta EPH

V. HBr

No presenta EPH

VI. NH_3

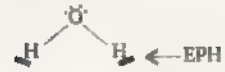


Sí presenta EPH

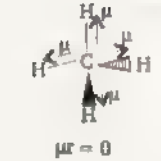
Rpta.: B

Resolución 94:

A) H_2O; EPH



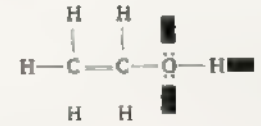
B) CH_4 (Incorrecto)



$\mu r = 0$

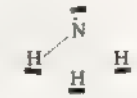
molécula apolar presenta fuerza de London

C) C_2H_5OH (Correcto)



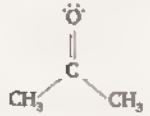
La molécula presenta par libre por lo que la molécula es polar, presenta fuerza dipolo-dipolo.

D) NH_3



Presenta EPH, pero también presenta pares libres en el átomo central por lo que es una molécula polar.

E) CH_3COCH_3



molécula polar, porque es asimétrica y presenta par libre

Rpta.: B

Resolución 95:

H_2S | H_2Te

EN = 2,5 | EN = 2,1

$\mu r = 0,95$ | $\mu r = 0,60$

El H_2S es más polar que el H_2Te debido a que el S es más electronegativo y debido a esto su momento dipolar resultante es mayor.

I. Verdadero $H_2S > H_2Te$

Recuerda: Polaridad enlace ← Relación directa → Momento dipolar

Por lo tanto la fuerza dipolo-dipolo es más intensa.

II Verdadero

	$\bar{H}$	
H_2S	36	Aumenta la fuerza de London
H_2Te	129	↓

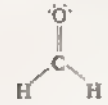
III. Falso $H_2S > H_2Te$

ya que predomina la fuerza de London.

Rpta.: **

Resolución 96:

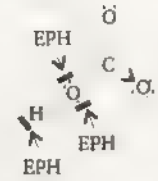
I. $HCHO_{(\ell)}$ (No) presenta enlace puente hidrógeno.



(No) presenta enlace por lo que

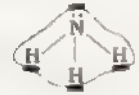
(No) puede formar EPH

II. HNO_3 (Si) presenta EPH



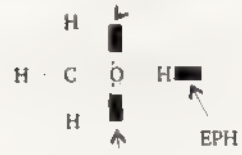
presenta (3) EPH

III. NH_3 (Si) presenta EPH



Una molécula NH_3 puede formar (4) EPH

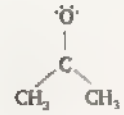
IV. CH_3OH EPH (Si) presenta EPH



presenta 3 enlaces puente de hidrógeno

EPH

V. (No) presenta EPH



VI. HCN (No) presenta EPH

H - C ≡ N.

Rpta.: D

Resolución 97:

I. Falso — Por que el NaCl es soluble en agua.

II. Verdadero — Ya que $PrCl_3$ es más un compuesto iónico es soluble y alto punto de fusión.

III Verdadero — El alcanfor es insoluble en agua podría ser A.

IV. Falso — El CO_2 en estado sólido (No) es de color azul-verde.

Rpta.: B

Resolución 98:

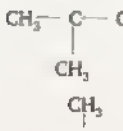
Presión de vapor: el vapor genera presión sobre el recipiente que lo contiene, si existe más vapor hay mayor presión.

EL CH_4 es el que presenta menor fuerza de London por lo que genera mayor presión de vapor.

Rpta.: B

Resolución 99:

I $CH_3CH_2CH_2CH_2CH_3$ C_5H_{12}

II  C_5H_{12}

III. $CH_3-CH-CH_2$ C_5H_{12}

Se nota que las 3 moléculas son apolares por lo que presentan solo fuerzas de London, ahora los 3 son isomeros, por lo que presenta misma masa molar.

¡Entonces de que dependerá!

De la área de contacto

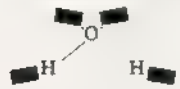
El n pentano, presenta mayor área de contacto, por lo que las fuerzas de London en estas moléculas hay mayor intensidad, y presenta mayor temperatura de ebullición.

Resolución 100:

Tensión Superficial: Se produce en la superficie de los líquidos, es la resistencia de un líquido, es la resistencia de un líquido a expandirse, depende del la longitud y la fuerza sobre la película se simboliza(γ).

Ahora recuerda:

Tensión superficial ⟷ Relación directa ⟷ fuerzas intermolecular

I.  4 enlaces puente hidrógeno

II C_2H_5OH

3 EPH

Rpta.: B

E&M

1. Respecto al enlace químico, senale la proposición incorrecta
   A) Es una fuerza predominantemente eléctrica.
   B) Su intensidad varia en forma directa con la energía de enlace
   C) En su formación, los átomos adquieren un estado de menor energía.
   D) Su ruptura o disociación es exotérm.ca
   E) Los átomos modifican su configuración electrónica al establecerse el enlace

2. Indique la estructura de Lewis correcta para aquel átomo cuyo numero másico es 75 y el numero de neutrones es 42.

   A) E B) ·E· C) ·E·
   D) E E) ·E·

3. El oxido de aluminio, Al_2O_3, es el compuesto iónico mas duro después del diamante Se emplea en la producción de aluminio metálico, cerámica y piedras preciosas. Señale su estructura de Lewis correcta.

   A) $\left[: O \ : \right]^{1-}$

   B) $Al_2^{2+}\left[\ O \ \right]^{1-}$

   C) $:O:-Al-O-Al-O:$

   D) $2Al^{3+}3\left[:O:\right]^{2-}$

   E) $2Al^{2+}3\left[\cdot O:\right]^{2-}$

4. Un compuesto binario esta formado por un metal alcalino terreo (M) y el bromo (Z=35) Indique la secuencia correcta de verdad (V) o falso (F) según las siguientes proposiciones.
   I. Es un compuesto iónico triatómico en el cual se transfieren 3 electrones.
   II La formula probable del compuesto es M_2Br.
   III. Ambos átomos adquieren el octeto electrónico.

   A) VFV B) FFV C) FVF
   D) FFF E) FVV

5. En los siguientes compuestos, Cuál no posee enlace electrovalente?

   A) KOH B) CaO C) BeO
   D) Na_2S E) AlCl,

6. Indique la verdad (V) o falsedad (F) de las siguientes proposiciones respecto al enlace covalente
   I. Se produce por compartición de electrones.
   II. Se establece entre átomos muy eletronegativos generalmente.
   III. En su formación participan electrones de valencia.

   A) VFF B) VVF C) FVF
   D) VFV E) VVV

7. Indique la estructura de Lewis incorrecta.

   A) H Be H B) $(F)^{-}$ C) O C O:
   D) H:N:H (H) E) K:Cl:

8. Determina el numero total de enlaces simples y multiples en los siguientes compuestos.

   A) 6;4 B) 7;2 C) 6;2
   D) 7;3 E) 6;1

9. Muchos insectos han desarrollado maravillosas defensas químicas. Entre ellos se encuentra el escorpión tipo látigo llamado a menudo vinagrón debido a que su veneno contiene 85 de ácido acético, CH_3COOH, muy por encima de la composición habitual del vinagre En dicho compuesto, determine el numero de.
   I. electrones de valencia.
   II enlaces múltiples.
   III enlaces normales

   A) 27;1;8 B) 22,2,7
   C) 24;1;6 D) 24;1,8
   E) 20;1;8

10. Dada la especie H_3O^{+}, indique lo correcto.
    A) En su formación se transfieren 2 electrones.
    B) Presenta enlace coordinado.
    C) Presenta 2 enlaces simples.
    D) El hidrogeno cumple con el octeto electrónico.
    E) Presenta enlace múltiple

11. Respecto al enlace químico, indique la proposición incorrecta.

    I. Las moléculas de F2 son mas estables que los átomos de flúor.
    II. Todos los átomos se unen por transferencia de electrones.
    III. En una molécula no existen cationes ni aniones.
    IV. Los átomos libres poseen mayor energia que los átomos enlazados

    A) I y II B) II y IV C) solo II
    D) solo III E) solo IV

12. Señale los compuestos cuya estructura de Lewis no corresponde

    I. BeF_2, $(Be)^{2+}2\left(\ddot{F}\right)^{-}$

    II. Na_2O, $2Na^{+}\left(\ddot{O}\right)^{2-}$

    III. $MgBr_2$, $Mg^{2+}2\left(\ddot{B}r\right)^{-}$

    A) II y III B) solo I C) I, II y III
    D) solo III E) I y III

13. Respecto del enlace iónico, indique la proposición incorrecta.
    A) Es de naturaleza electrostatica.
    B) Forma unidades estructurales denominadas moléculas.
    C) En su formación hay perdida y ganancia de electrones
    D) Se forma principalmente entre metales (IA y IIA) y no metales (VIA y VIIA).
    E) Es polidireccional

14. Un elemento químico X del segundo periodo y grupo IA se une con otro elemento quimico Y del tercer periodo y del grupo VIA. Cual es la formula química del compuesto

    A) XY_4 B) X_2Y C) XY_2
    D) XY E) X_2Y

15. Indique cuantos de los siguientes compuestos son iónicos y el numero total de electrones transferidos, respectivamente.
    K_2O, H_2S, NaCl, Al_2O_3

    A) 4;6 B) 3;6 C) 2,9
    D) 3;2 E) 3;9

16. En relación con los compuestos iónicos, determine la alternativa incorrecta.

E&M

A) Por lo general se forman entre un metal y un no metal.
B) Son compuestos que presentan alto punto de fusión.
C) En condiciones ambientales se encuentran en los tres estados físicos.
D) La mayoría es soluble en agua y otros solventes polares.
E) En estado sólido no conducen la electricidad.

17. Respecto al enlace covalente, indique la verdad (V) o falsedad (F) de las siguientes proposiciones
I. Se produce por transferencia de electrones.
II. La unidad estructural de los compuestos covalentes se denomina molécula
III Los átomos enlazados pueden comparur 6 electrones entre si.
IV. Se produce principalmente entre los elementos electropositivos

A) FFVV B) FVVF C) FFFV
D) VFFV E) VVVF

18. En la molécula de acido sulfúrico existen los siguientes enlaces químicos
A) 4 covalentes y 2 coordinados.
B) 3 covalentes y 3 coordinados.
C) 2 covalentes y 4 coordinados.
D) 6 covalentes.
E) 3 covalentes y 4 coordinados

19. Complete las siguientes proposiciones con respecto a los enlaces covalentes.
I. En el NH3 (amoniaco) se encuentran ..... enlaces covalentes simples.
II. En el H_2CO_3 (acido carbónico) presenta ..... múltiple.
III. En el C_2H_2 (acetileno) se encuentra un solo enlace covalente ... .. .
A) tres - dos - simple
B) dos - tres - doble
C) tres - un - triple
D) tres - dos - triple
E) dos - dos - triple

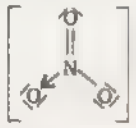
20. Indique la proposición que no corresponde con respecto a la molécula de pentóxido de dinitrógeno, P_2O_5.
I. Posee 3 enlaces simples
II. Posee 6 enlaces normales
III. Posee 4 enlaces múltiples

A) II y III B) I y III C) I, II y III
D) I y II D) solo III

21. Cual de las siguientes especies posee el mayor de electrones de valencia

A) PH_4 B) CS_2 C) Cl_2O_7
D) XeF_2 E) CO_3^{-2}

22. El Ca $(NO_3)_2$ presenta la siguiente estructura.



Señale la secuencia correcta de verdad (V) o falsedad (F) con respecto a las siguientes aseveraciones.
I. En el anión hay enlaces covalentes.
II. Se trata de un compuesto iónico.
III. Existe 1 enlace múltiple

A) FVF B) VFV C) VFF
D) FVV E) VVF

23. Las fuerzas intermoleculares son fuerzas de atracción entre las moléculas. Su estudio fue importante en el desarrollo de la Química en el siglo xx. Respecto a ello, complete los siguientes párrafos.

I. Estas fuerzas son las responsables de las propiedades físicas de las sustancias ....., como la temperatura de ebullición, la densidad, la solubilidad, etc.
II. Son de naturaleza ..... y se manifiestan con mayor intensidad en el estado solido y .....

A) iónicas - eléctricas - líquido.
B) covalentes - magnética - gaseoso.
C) covalentes - eléctrica - líquido.
D) metálicas - eléctrica - líquido.
E) iónicas - magnética - líquido.

24. Con respecto a las fuerzas de London, indique la proposición correcta.
A) Se presenta solo en las moléculas apolares.
B) Es una de las fuerzas de atracción más intensas entre las moléculas
C) Explica la propiedad de licuación de los gases polares.
D) Se establece en moléculas con dipolos inducidos.
E) Son fuerzas de largo alcance.

25. Con respecto a las fuerzas de London, indique las proposiciones correctas.

I. Se presentan solo entre moléculas con momento dipolar nulo.
II. El etano (C_2H_6) posee fuerzas de London más intensas que el metano (CH_4).
III. Consiste en interacciones eléctricas entre dipolos permanentes a corto alcance.

A) solo I B) solo II C) I y III
D) I y II E) II y III

26. Respecto al enlace dipolo-dipolo, no se puede afirmar que.

A) Se da entre moléculas con momento dipolar mayor que cero.
B) Se le denomina también fuerzas Keesom.
C) Se establece en sustancias con moléculas apolares.
D) Es de menor intensidad que el enlace covalente.
E) Se encuentra presente entre las moléculas del formaldehído (HCHO)

27. Con respecto a las interacciones dipolo-dipolo, señale las proposiciones correctas.
I. Se presentan para todo tipo de moléculas.
II. Son de menor intensidad que los enlaces interatómicos.
III Su intensidad aumenta con la polaridad de la molécula.

A) I, II y III B) I y III C) solo II
D) I y II E) II y III

28. Sobre el enlace puente de hidrógeno, indique la secuencia correcta de verdad (V) o falsedad (F).

I. Se establece entre compuestos que tienen dentro de su molécula al átomo de O, F o N.
II. Se presenta entre las moléculas de CH_3OH y H_2O.
III. La atracción eléctrica se establece entre el átomo de hidrógeno polarizado con un par no enlazante de otra molécula que contenga F, O o N

A) VVF B)VFV C) VVV
D) FFV E) FFF

29. Respecto a las siguientes proposiciones, indique verdadero (V) o falso (F).

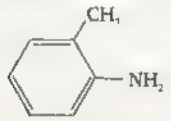
I. El enlace puente de hidrógeno se clasifica como fuerza de Van der Waals.
II. Los compuestos CH_3NH_2 y H_2O_2 forman líquidos asociados.
III. El orden de punto de ebullición es $H_2Se > H_2S > H_2O$.

A) VFV B)VVV C) FVF
D) FVV E) FFV

30. ¿Cuál de las siguientes sustancias presenta mayor temperatura de ebullición?

A) C_2H_6 B) H_2S C) CCl_4
D) Hbr E) CH_3COOH

31. Indique la cantidad de enlaces sigma que presenta la siguiente estructura.



A) 14 B)15 C) 16
D) 17 E) 18

32. ¿En cuál de las sustancias existen más enlaces pi?

A) Cl_2 B)O_2 C) N_2
D) H_2O_2 E) H_3PO_4

33. Respecto al enlace químico, indique verdadero (V) o falso (F), según corresponda.

I. Se produce entre dos o más átomos cuando las fuerzas que actúan entre ellos conducen a la formación de un agregado más estable que la de los elementos individuales.
II. Cuando se produce la formación de un enlace químico, se libera energía en razón a la formación de un sistema más estable.
III. La longitud de enlace es la distancia que se establece entre las especies participantes, donde el sistema adquiere su mayor energía

A) VFV B)VVV C)FVF
D) FFV E) VVF

34. Respecto a las proposiciones de los compuestos iónicos, señale ¿cuál es incorrecta?

A) Poseen altos puntos de fusión, comparados con los compuestos covalentes, de masa molar semejante.
B) El NaCl y el KCl son solubles en agua, debido a las fuerzas de dolvatación entre los iones del compuesto iónico y los dipolos del agua.
C) En fase sólida, los compuestos iónicos son buenos conductores de la electricidad
D) El NaCl es frágil y presenta dureza intermedia en la escala de Mohs.
E) El CaF_2, Es una sustancoa sólida a temperatura ambiente (25°C), con punto de fusión elevado comparado con H_2O

35. ¿Cuál de las siguientes estructuras de Lewis es incorrecta?

A) $Ca^{2+}\,2\left[:\ddot{F}:\right]^-$ B) $3Ba^{2+}2\left[:\ddot{O}:\right]^{2-}$

C) $2Li\,[:\ddot{O}:]$ D) $Be^{2+}2\left[H:\right]^-$

E) $Sr^{2+}\,[:\ddot{O}:]^{2-}$

36. Indique si la estructura de Lewis que acompaña a cada compuesto es correcta (C) o incorrecta (I).
Considere la predicción de la naturaleza iónica en base a las electronegatividades (X) de los elementos.

A) $CaCl_2$ $Ca^{2+}\,2\left[:\dot{O}\cdot\right]^{2-}$

B) CaO $Ca^{2+}\left[:O\cdot\right]^{2-}$

C) Al_2O_3 $2Al^{3+}3\left[:O\cdot\right]^{2-}$

A) C, C, C B)I, I, C C) C, I, I
D) I, C, I E) I, I, I

37. Indique la alternativa correcta:

A) Los semimetales forman típicamente compuestos iónicos.
B) La condición suficiente y necesaria para que se forme un compuesto iónico es, que la diferencia de eletronegatividades de los elementos involucrados sea mayor a 1,7.
C) La combinación química de un elemento metálico con un elemento no metálico, necesariamente es un compuesto iónico.
D) Los metales alcalinos pueden formar con los halógenos compuestos iónicos.
E) Los enlaces iónicos en general se forman entre elementos que presentan mínimas diferencias de electronegatividad.

38. Indique una notación Lewis incorrecta, respecto a las estructuras de Lewis de compuestos iónicos.
Considere la predicción de naturaleza iónica en base a las electronegatividades (X) de los elementos.
X: Be = 1,5 Ca = 1,2 Al = 1,8
Cl = 3,0 Li=1 N=3,0 O=3,5 F=4,0

A) $3Ca^{2+}2\left[\cdot\dot{O}\cdot\right]^{2-}$ B) Li [F]

C) $Be^{2+}\left[\cdot O\cdot\right]^{2-}$ D) $Ca^{2+}[\,S\,]^{2-}$

E) $Ca^{2+}2\left[:C:\right]^{4-}$

39. Indique la notación Lewis incorrecta, respecto a los compuestos iónicos, mostrados a continuación.

A) $K^{2+}\left[:O:\right]^{2-}$ B) $K^{+}\left[:F:\right]^{-}$

C) $2Al^{3+}3\left[\cdot\dot{O}\cdot\right]^{2-}$ D) $2Na^{+}\,[\,S\,]^{2-}$

E) $Rb^{+}\left[:C:\right]^{-}$

40. Son propiedades de los compuestos iónicos:

I. Se presentan en fase sólida a temperatura ambiente (25°C).
II. Conducen la corriente eléctrica en fase solida.
III Son de dureza intermedia en la escala de Mohs, quebradizos y frágiles.

A) so.o I B) solo II C) solo III
D) I y II E) I y III

41. Señale la alternativa que presenta la secuencia correcta, después de determinar si la proposición es verdadera (V) o falsa (F), respecto al enlace covalente.

I. Implica un proceso endotérmico
II. Se produce por el solapamiento de orbitales atómicos
III Es aquel enlace donde se produce compartición de electrones entre dos átomos

A) FFF B) FFV C)FVV
D) VVV E) VVF

42. Identifique, ¿cuántos de los compuestos que se indican a continuación son covalentes?

Na_2O $KClO_3$ CH_4 H_2S
$CuSO_4$ CO_2 H_2SO_4 C_3H_8
PH_3 Kcl

A) 7 B) 4 C)5
D) 6 E) 8

43. La siguiente imagen hace referencia a .a formación de un enlace.

A) Sigma (σ) B) Pi (π)
C) Delta (δ) D) Ionico
E)Electrovalente

44. Indique la secuencia correcta después de determinar si la proposición es verdadera (V) o falsa (F), respecto al enlace covalente

I Es el resultado de compartir electrones entre dos átomos.
II. Implica la compartición de electrones de valencia solo entre elementos metálicos.
III. La representación de Lewis H-xH corresponde a la formación de un enlace σ.

A) VVV B)VFV C)VFF
D) FFF E) FVV

45. Indique las alternativas correctas.

I. Generalmente los compuestos covalentes presentan mayor solubilidad en solventes apolares, que en solventes polares.
II. Por lo general los compuestos covalentes presentan alto puntó de fusión y ebullición, comparado con los compuestos iónicos de masa molar semejante
III. Por lo general los compuestos covalentes polares conducen la electricidad.

A) Solo I B) Solo II C) Solo III
D) I y II E) II y III

46. Indique el valor de verdad de las siguientes proposiciones, según corresponda.

I. Los compuestos covalentes apolares pueden disolverse en agua; por tanto, forman en este solvente, soluciones electrolíticas.
II. Algunas propiedades de los compuestos covalentes por ejemplo, el punto de ebullicion estan relacionadas a la naturaleza polar o no polar de las moleculas que lo constituyen.
III. Dependiendo de la estructura de sus moléculas y del tipo de solido que constituye un compuesto covalente, pueden ser blandos o duros, en la escala de dureza de Mohs.

A) VVV B)VVF C)FVV
D) FVF E) FFF

47. Indique el valor de verdad de las siguientes proposiciones, según corresponda:

I. A condiciones ambientales (25°C), los compuestos covalentes se pueden encuentran en los estados solido, liquido o gaseoso.
II. Los compuestos covalentes tienen bajo punto de fusión y no forman redes cristalinas.
III Si las moléculas que conforman a un compuesto covalente determinado son polares, este compuesto puro conduce la electricidad en fase líquida.

A) VVF B) VFF C) FVV
D) FVF E) FFF

48. Indique, ¿cuál de las siguientes opciones no representa una propiedad de los compuestos covalentes en general?.

A) tienen bajo punto de fusión.
B) Son blandos.
C) No conducen la electricidad en estado líquido o sólido.
D) Sus unidades químicas son los pares iónicos.
E) Sus puntos de ebullición son bajos comparados con los compuestos iónicos de masa molar comparable.

49. Indique verdadero (V) o falso (F) en relación a las propiedades de los compuestos covalentes.

I. Son buenos conductores en solución acuosa.
II. Tienen baja temperatura de fusión y ebullición, comparado con los compuestos iónicos.
III. A temperatura ambiente (25°C) se encuentran en estado sólido, líquido o gaseoso.

A) VVV B) VFV C) VVF
D) VFF E) FVV

50. Dadas las proposiciones:

I. En un enlace covalente normal cada átomo aporta igual numero de electrones para la formacion de dicho enlace.
II. Un enlace covalente en donde uno de los atomos aporta con ambos electrones del par compartido se llama un enlace covalente coordinado.
III El ion amonio NH_4^+ no presenta enlace covalente coordinado.

Son correctas·

A) solo I B) solo II C) Solo III
D) I y II E) II y III

51. Indique la secuencia correcta después de determinar si la proposición es verdadera (V) o falsa (F):

I. En el F_2 los electrones se comparten equitativamente entre los átomos de flúor y el enlace covalente es apolar.
II. En el HF, el flúor tiene mayor electronegatividad que el hidrogeno, razón por la cual, los electrones se comparten de forma desigual, resultando un enlace polar
III. Los enlaces polares están asociados a los compuestos iónicos, en tanto que, los enlaces no polares están asociados a los

E&M

enlaces covalentes

A) VVV B) VVF C) VFF
D) FVV E) FFV

52. Indique verdadero (V) y falso (F), según corresponda.
I. Todos los compuestos covalentes son apolares.
II. Todos los compuestos covalentes son polares.
III Todos los compuestos covalentes son insolubles en agua.

A) VVV B) VVF C) VFV
D) FFV E) FFF

53. ¿Qué molécula solo tiene enlaces simples en su estructura?
Dato
Z [H=1, C=6, O=8, F=9, S=16]

A) CO_2 B) CO C) CF_4
D) CS_2 E) HCHO

54. Indique como correcta (C) o incorrecta (I), la estructura de Lewis, correspondiente a la formula dada. Considere que los átomos centrales cumple la regla del octeto.

I. So_3: O:—S -O·
·O.

II. NHO_3. H O N O.
O:
H H

III. C_2H_6· H C — C H
H H

A) I, C, I B) C, I, C C) I, I, I
D) I, I, C E) C, C, C

55. ¿Cual de las moléculas tiene mayor numero de enlaces sigma ?
Dato: Z [H=1, S=16, O=8, N=7].
Suponer que los átomos centrales cumplen el octeto.

A) H_2O B) O_3 C) SO_3
D) H_2SO_4 E) HNO_3

56. Señale la alternativa que presenta la secuencia correcta, después de determinar si la proposición es verdadera (V) o falsa (F):

I. Los enlaces sigmas (σ) son aquellos enlaces que se forman a lo largo del eje internuclear.
II. Los enlaces sigma (σ) son más fuertes que los enlaces pi (π).
III. Los enlaces son aquellos enlaces (σ) que se forman por la superposición de dos orbitales atómicos "p" perpendiculares al eje internuclear.
IV. El C_2H_2 tiene menos enlaces sigma que el Cf4.

A) FFFF B) FVFF C) FVVF
D) VVFV E) VFFV

57. Identifique la estructura de Lewis incorrecta entre las siguientes especies
Dato·Z[H=1,C=6,O=8,N=7,S=16]

A) H C — O — H CH_3OH
H

B) :O S — O. SO_2

C) O C O· CO_2

D) H O N O. HNO_3

E) [:O. / ·O P O / :O·]^3 Po_4^{3-}

58. Con respecto a la estructura del ion ClO_3, indique con verdadero (V) o falso (F), según corresponda a las proposiciones siguientes. Considere que los átomos cumplen con la regla del octeto.
I. La estructura del ion clorato presenta 1 enlace π.
II. Se presentan dos enlaces dativos.
III. La estructura del ion clorato presenta enlaces múltiples.
Dato: (Z): Cl = 17, O = 8

A) FVF B) FVV C) FFV
D) FFF E) VVF

59. ¿Cual es la especie con mayor numero de enlaces π ? Considere que los átomos centrales cumplen con la regla del octeto.
Dato
Z [H=1, C=6, N=7, O=8, Cl=17]

A) $HClO_3$ B) $ClNO_2$ C) N_2O_2
D) SO_3 E) H_2CO_3

60. Indique la especie con mayor numero de enlaces π ; suponga octetos completos para cada uno de los átomos centrales
Dato· [N=7, O=8, S=16, Cl=17]

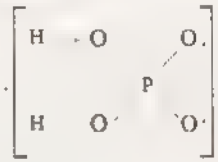
A) N_2O_5 (Los átomos de nitrógeno no están unidos)
B) HSO_4
C) S_2C_2
D) HNO_3
E) $HClO_4$

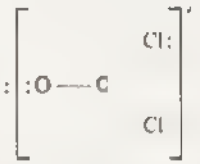
61. Indique las notaciones de Lewis, incorrectas. Considere que los átomos centrales cumplen el octeto:

I. H_2PO_4 [H -O O. / P / H O· O·]

II. CO [:O C O. / O.]^2

III. $COCl_2$ [:O — C Cl: / Cl]^2

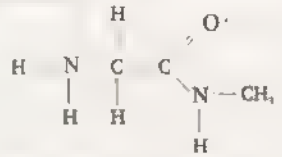




A) Solo I B) Solo II C) Solo III
D) I y II E) II y III

62. Dada la siguiente notación de Lewis de la glicina, señale la proposición incorrecta·

H O·
H N C C
H H N — CH_3
H



A) Hay 13 enlaces σ y 1 enlace π.
B) La estructura propuesta es un compuesto covalente.

C) Se trata de una moelcula polar.
D) Hay 1 enlace dativo.
E) La estructura presenta 8 pares de electrones no enlazantes.

63. ¿Cuantas de las siguientes especies no cumplen la regla del octeto?
I. A C ₃ II. NO
III IC ₃ IV. $XeOF_4$
Dato.
Z [N=7, O=8, F=9, C =17, A 13, Xe=54]

A) 0 B) 1 C) 2
D) 3 E)4

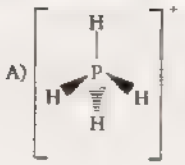
64. Indique el tipo de hibridación del átomo central en cada una de las siguientes moléculas
BeC ₂, A I₃, Ch₄

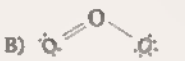
A) sp, sp^3, sp^3
B) sp, sp^3, sp^3
C) sp , sp, sp^3
D) sp sp^2, sp
E) sp^2, sp^2, sp

65. Indique la hibridación del átomo central en las siguientes moléculas respetivamente
NH_3, CO_2, BF_3

A) sp^2, sp^3, sp^2
B) sp, sp^2, sp^1
C) sp^2, sp^3 sp^2
D) sp^2, sp, sp^3
E) sp^3, sp, sp^2

66. Respecto a la geometria espacial que se encuentra representada, indique la alternativa que no corresponda a la especie química indicada

A)  Tetraedrico

B)  Angular

C) Plano trigonal

D) :C Be C : Lineal

E) Plano trigonal

67 Relacione cada molécula con su respectiva geometria molecular.
a) CS_2 i. piramidal
b) CHCl, ii. lineal
c) NF, iii tretraédrica

A) a i, b-ii, c-iii B) a-i, b-iii, c-i
C) a iii, b-i, c ii D) a-ii, b-i, c-iii
E) a-iii, b-ii, c-i

68. ¿Cuántas de las siguientes moléculas son lineales?
$PbCl_2$, CH_4, $SOCl_2$; HCN ; Cs_2

A) 1 B) 2 C) 3
D) 4 E) 5

69. Indique ¿Cuántas moléculas son polares y cuántas con no polares en la siguiente lista de compuestos, respectivamente?

H_2O, NH_3, CO_2, HC , O_2, O_3, SO_2, Ch_4.

A) 2 y 4 B) 5 y 3 C) 6 y 2
D) 4 y 4 E) 3 y 5

70. ¿Cuántas relaciones son correctas respecto a la molécula mostrada y su geometría molecular?

I. A Br_2 : piradimal
II C_2H_2 : lineal
III. NH_3 : plano trigonal
IV. NF_3 : piramidal
V. NO_2 : angular

A) 2 y 6 B) 5 y 3 C) 6 y 2
D) 4 y 4 E) 3 y 5

71. Indique el tipo de hibridación del azufre, carbono y nitrógeno en las moléculas siguientes, respectivamente.

I. $SOCl_2$ II. H_2CO_3 III. No_3
Dato

elemento	S	O	O	C	N	H
Z	16	8	17	6	7	1

A) sp, sp^2, sp^3
B) sp^3, sp^2, sp^1
C) sp^2, sp^3, sp
D) sp^2, sp^2, sp^2
E) sp^3, sp^3, sp^2

72. Identifique una molécula apolar.
Dato:
Z [H = 1, Be = 4, C=6, S=16, Cl=17]

A) CH_3OH B) CH_2Cl_2 C)CH_3C
D) $BeCl_2$ E) SO_2

73. Indique verdadero (V) o falso (F), respecto a las interacciones moleculares, a masa molar comparable.

I. La interacción molecular más débil es el enlace puente de hidrógeno.
II Los gases nobles experimentan interacciones dipolo - dipolo.
III. Los enlaces puente de hidrógeno son más fuertes que los enlaces covalentes.

A) FVF B) FVV C) VVF
D) VVV E) FFF

74. Respecto a las fuerzas intermoleculares indique verdadero o falso, según corresponda:
I. La intensidad de las fuerzas intermoleculares de diferentes sustancias es mucho más débil que la de sus covalentes
II Los puntos de ebullición y fusión no tienen relación con la intensidad de las fuerzas intermoleculares de las sustancias.
III Segun la intensidad de las fuerzas intermoleculares, a masa molar comparable, se tiene que puente de hidrogeno > dipolo-dipolo > fuerzas de London

A) VVV B) VFV C) VFF
D) FFV E) FVV

75. Indique la relación incorrecta respecto a la fuerza intermolecular predominante
Datos.

	H	C	N	O	S	C
electronegatividad	2,1	2,5	3,2	3,5	2,5	3,0
Numero atómico	1	6	7	8	16	17

A) H_2O puente de hidrógeno
B) CH_3NH_2 fuerza de dispersión de London.

C) CH_4: fuerzas de dispersión de London.
D) SO_2: fuerzas de dispersión de London
E) $CHCl_3$, dipolo-dipolo.

76. En cuál de las siguientes sustancias, considerando sus estados de agregación las interacciones moleculares enlaces puente de hidrógeno no son significativas.

A) $HF_{(g)}$ B) $NH_{3(l)}$
C) $HNO_{3(l)}$ D) $CH_3NH_{2(g)}$
E) $HCHO_{(l)}$

77. Indique las sustancias que presentan interacciones moleculares enlaces puentes de hidrógeno, en sus estados de agregación condensados.
I. H_2CO_3 III. HNO_3
II CH_3OH IV CH_3CHO
Z [H=1, C=6, N=7, O=8]

A) Solo I B) Solo II C) I, II, III
D) I y III E) Todas

78. ¿Qué par de compuestos no posee enlaces puente de hidrógeno?

A) H_2O ; NH_3
B) H_2O ; HF
C) H_2O ; C_2H_5OH
D) CH_3OCH_3 ; CH_3CH_2CHO
E) CH_3OH ; C_2H_5OH

79. Explique la solubilidad del Br_2 en CCl_4
A) Se debe a los enlaces puente de hidrógeno.
B) Se debe a los enlaces polares de ambas moléculas
C) Se debe a las interacciones dipolo-dipolo
D) Ambas moléculas son apolares y forman fuerzas de dispersión de London.
E) Se debe a las interacciones de dipolos permanentes de ambas moléculas

80. En las siguientes proposiciones indique verdadero (V) o falso (F), según corresponda:
I. Las fuerzas moleculares son fuerza de Van der Waals o enlace puente hidrógeno.
II. Las fuerzas intermoleculares son más fuertes que las fuerzas interatómicas que se presentan en un enlace químico.
III. En la molécula del HNO_3 se presentan únicamente fuerzas intermoleculares de London.

A) VFF B) VFF C) VFV
D) FFF E) VVV

81. Señale la fuerza intermolecular predominante que se presenta en cada caso
I. $HF_{(l)}$
II. $BeH_{2(s)}$
III. $CH_3OH_{(l)}$
PH: puente de hidrógeno,
DD: dipolo-dipolo;
LD: London.

A) PH; LD, PH B) PH; DD, LD
C) DD; PH; LD D) DD; LD; H
E) LD; DD; PH

82. Identifique la molécula o ion que no presenta resonancia
Z [B=5, C=6, N-7, O=8, F=9, S=16]
Suponer que todos los átomos cumplen el octeto.

A) NO_3 B) NO_2 C) CO_3^{2-}
D) CF_4 E) SO_3

83. Indique, cuál de las especies químicas no presenta estructuras resonantes.
A) NH_3 B) O_3 C) SO_2
D) SO_3 E) No_2

84. ¿Cuál de las siguientes especies no presenta resonancia? Suponer que los átomos centrales subrayados cumplen el octeto.
Dato.
Z [N=7, O=8, H=1, C=6, S=16, C=17]

A) N_2O_5 B) C_2F_4 C) SO_3
D) CO_3^{2-} E) C No_2

85. Indique que proposición es verdadera (V) y cual es incorrecta (F)
I. El enlace metálico permite explicar las propiedades típicas de los metales: ductibilidad, maleabilidad, brillo metálico, etc.
II. Los metales presentan elevadas densidades debido al empaquetamiento compacto de sus átomos
III. El enlace metálico se presenta en metales y sus aleaciones.

A) VFV B) FVF C) VVF
D) VVV E) FVV

86. Indique que la relación incorrecta entre la sustancia y la clase de enlace que presenta sus respectivos átomos.
A) Na_2O : Enlace iónico
B) KBr : Enlace iónico
C) Cobre : Enlace metálico
D) C_4H_8 : Enlace covalente
E) Diamante : Enlace metálico

87. Señale el valor de verdad de las proposiciones siguientes:
I. El paladio presenta enlace metalico.
II. El enlace metálico es una disposición tridimensional de cationes metálicos inmersos en un mar de electrones.
III. Los no metales de los grupos VIA y VIIA al combinarse entre sí forman un enlace metálico.

A) FVF B) VVF C) VVV
D) VFV E) FFF

88. Señale, la correspondencia correcta acerca de la definición de los diferentes tipos de enlace:

I. Compartición entre no metales de uno, dos o tres pares de electrones.
II Atracción electrostática entre cationes metálicos y aniones no metálicos.
III Red cristalina de cationes metálicos inmersos en un mar de electrones.
a) Metálico b) Covalente
c) Iónico

A) I - a B) I - c C) I - b
II b II - b II - c
III - c III - a III - b

D) I - b E) I - b
II - a II - c
III - c III - a

89. Respecto al enlace metálico indique la veracidad (V) o falsedad (F) de las siguientes proposiciones:

I. Según el modelo de "mar de electrones", el metal se representa

E&M

como un conjunto de aniones metálicos inmersos en un mar de electrones.

II. La alta conductividad térmica de los metales se explica por la movilidad de los electrones la cual permite transferir fácilmente la energía cinética a través de todo el sólido

III. La capacidad de deformación de los metales se puede explicar por el hecho de que los átomos metálicos se pueden desplazar sin que se rompan enlaces específicos.

A) VVF B) VFV C) FVV
D) VVV E) VFF

90. El enlace metálico está relacionado con las siguientes propiedades de los metales.

I. Brillo metálico
II. Alta conductividad que disminuyen el incremento de la temperatura
III. Alta densidad

A) solo I B) solo II C) Solo III
D) I y II E) I, II y III

91. El último electrón del átomo X tiene los números cuánticos 3, 1, -1, -1/2, y los del átomo Y son 4, 0, 0, +1/2. Si los elementos a los cuales pertenecen dichos átomos se combinan en un proceso químico, ¿Cuál sería la estructura de Lewis del compuesto que formarían?

A) X - Y B) 2X - Y C) $2Y^{1+}[X]^{2}$

D) $2Y^{1+}[:X:]^{2-}$ E) $2Y^{1+}[Y]^{2}$

92. En cada caso, indique el compuesto que presenta mayor dificultad en llevarlo a la fase líquida.

I. Na_2O, MgO
II Kcl, KBr

A) Na_2O; KCl
B) Na_2O, KBr
C) MgO, KCl
D) No se puede determinar
E) MgO, Kbr

93. Sobre las propiedades de los compuestos iónicos, seleccione el enunciado correcto.

A) Son buenos conductores eléctricos
B) Son solubles en benceno, disulfuro de carbono, hexano, etc.
C) Presentan alta temperatura de fusión, pero son menores que los compuestos moleculares.
D) A temperatura ambiental presentan alta presión de vapor.
E) Sus propiedades mecánicas, eléctricas y ópticas dependen de la dirección en la cual se midan.

94. A continuación se presentan las energías de algunos enlaces covalentes

H - N	393 Kl/mol
H - O	460 Kl/mol
H - C	414 Kl/mol

Respecto a lo anterior, indique la secuencia correcta de verdad (V) o falsedad (F).

I. El enlace H - N es el más estable
II. El enlace H - O ofrece mayor resistencia a la disociación
III. Se liberó mayor energía en la formación del enlace H C.

A) VFV B) FFF C) VVV
D) VVF E) FVF

95. Determine el número tottal de enlaces dativos en las especies químicas NO_3^{1-}, $Na_2C_2O_4$ (oxalato de sodio) y BF_4^{1-}.

A) 6 B) 5 C) 2
D) 4 E) 3

96. Respecto a los siguientes enlaces, indique los enunciados correctos.

a. C - N b. C - S c. C - O

I. En el enlace a, la compartición de electrones es más equitativa.
II. El enlace b es el más polar.
III El enlace c presenta mayor diferencia de electronegatividades.

A) solo I B) solo II C) Solo III
D) I y II E) I, II y III

97. Para los compuestos químicos considerados en las siguientes proposiciones, ¿a, cuál de ellos no corresponde el tipo de enlace asignado?

I. En el $SOCl_2$, el enlace S - O es covalente coordinado.
II. En el propano, C_3H_8, el enlace C - C es covalente apolar
III. En el PH_3, el enlace P - H es covalente polar.

A) solo I B) solo II C) Solo III
D) I y II E) I, II y III

98. Indique en qué grupo de la tabla periódica se encuentra un elemento metálico paramagnético del cuarto periodo y con carga nuclear máxima.

A) IIIA B) VB C) IB
D) VIIB E) VIIA

99. Indique las aseveraciones correctas respecto al enlace iónico.

I. Los elementos transferidos tienen el mismo número cuántico principal.
II. En algunos casos, el metal pierde, parcialmente sus electrones de valencia.
III. Las partículas unidas por esta fuerza interatómica deben ser especies atómicas necesariamente

A) solo I B) solo II C) Solo III
D) I y III E) I, II y III

100. El último electrón de un catión divalente, E^{2+}, tiene los números cuánticos 3, 2, -2, -1/2. Si E se une químicamente con el elemento X (Z=8), determine la fórmula del compuesto que forman y el tipo de enlace. Considere que el átomo E se encuentra lo más oxidado posible.

A) EO, iónico
B) E_2O, covalente
C) EO_2, iónico
D) E_2O, iónico
E) EO, covalente

CLAVES

1	D	26	C	51	B	76	E
2	E	27	E	52	E	77	C
3	D	28	C	53	C	78	D
4	B	29	C	54	D	79	D
5	E	30	E	55	D	80	A
6	E	31	D	56	D	81	A
7	E	32	C	57	C	82	D
8	B	33	E	58	A	83	A
9	D	34	C	59	C	84	B
10	B	35	D	60	A	85	D
11	C	36	B	61	C	86	E
12	B	37	D	62	D	87	B
13	B	38	C	63	E	88	E
14	E	39	A	64	B	89	C
15	E	40	E	65	E	90	E
16	C	41	D	66	E	91	E
17	B	42	D	67	B	92	A
18	D	43	A	68	B	93	C
19	C	44	B	69	B	94	A
20	B	45	A	70	C	95	C
21	C	46	C	71	D	96	E
22	E	47	B	72	D	97	E
23	C	48	D	73	E	98	A
24	D	49	E	74	B	99	A
25	B	50	D	75	B	100	C

EXÁMENES DE ADMISIÓN UNI - UNMSM

UNI - 2009 - I

PROBLEMA 01: Determine cuáles de las siguientes ecuaciones corresponden a reacciones de oxidación-reducción.

I. $AgNO_{3(ac)} + NaC_{(ac)} \rightarrow AgC_{(s)} + NaNO_{3(ac)}$

II. $3Cu_{(s)} + 8HNO_{3(ac)} \rightarrow 3Cu(NO_3)_{2(ac)} + 2NO_{(g)} + 4H_2O(\ )$

III. $CH_{4(g)} + 2O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)} + 2H_2O_{(g)}$

A) Solo I B) Solo II C) I y II
D) I y II E) II y III

Resolución: Las reacciones de oxidación-reducción se caracterizan porque ocurren cambios en su estado de oxidación.
En las siguientes reacciones del enunciado del problema:

I. $AgNO_{3(ac)} NaCl_{(ac)} \rightarrow AgCl_{(s)} + NaNO_{3(ac)}$
¡No existe oxidación-reducción!
Verificación

$AgNO_{3(ac)} NaCl_{(ac)} \rightarrow AgCl_{(s)} + NaNO_{3(ac)}$

No se presentan cambios en el estado de oxidación

II. $3Cu_{(s)} + 8HNO_{3(ac)} \rightarrow 3Cu(NO_3)_{2(ac)} + 2NO_{(g)} + 4H_2O(\ )$
¡Si existe oxidación-reducción!
Verificación:

$\overset{0}{3Cu_{(s)}} + \overset{+1\ +5\ -2}{8HNO_{3(ac)}} \rightarrow \overset{+2}{3Cu}\overset{+5\ -2}{(NO_3)_{2(ac)}} + \overset{+2\ -2}{2NO_{(g)}} + \overset{+1\ -2}{4H_2O}(\ )$

Presenta cambios en el estado de oxidación del carbono(C) y el oxígeno(O)
Conclusión: Las ecuaciones II y III corresponden a ecuaciones de oxidación-reducción (redox).

Rpta.: E

PROBLEMA 02: ¿Qué masa (en gramos) de glucosa, $C_6H_{12}O_6$, debe disolverse en 180 mL de agua para que su fracción molar sea 0,2?
Densidad del agua = 1,0g/m
Masa molar (g/mol):
$C_6H_{12}O_6 = 180; H_2O$ 18

A) 200 B) 250 C) 360 D) 450 E) 600

Resolución: Se va a disolver una masa m de glucosa $C_6H_{12}O_6$ en cierto volumen de agua para que la fracción molar sea 0,2.
Datos:
Peso molecular de $C_6H_{12}O_6$:

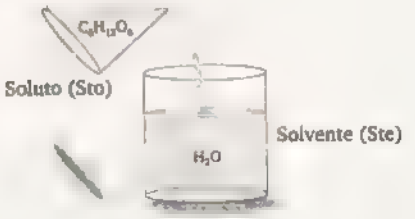
$\overline{M}_{C_6H_{12}O_6} = 180g/mo$

Peso molecular del agua: $\overline{M}_{H_2O} = 18\ g/mo$

Volumen del agua: V_{H_2O}: $\int mC_6H_{12}O_6 = 0,2$

Densidad del agua: $P_{H_2O} = 1,0\ g/m$

Esquematizando la mezcla:



Por teoría se sabe que:

$$\ldots(II)$$

$$\Rightarrow m_{ste} = P_{ste} x V_{ste}$$

De datos: $mste = (1,0g/m\ )(180m\ )$

$mste = 180g$

Luego para obtener el número de moles del solvente.

$$n_{sto} = \frac{m_{sto}}{M_{sto}}$$

La fracción molar, es una unidad química que expresa la relación entre las moles de soluto (n_{sto}) y las moles de la solución (n_{sol}).

$$f_m = \frac{n_{sto}}{n_{sol}}$$

$$\Rightarrow f_{m_{sto}} = \frac{n_{sto}}{n_{sto} + n_{ste}}$$

D (I) y datos $\quad 0,2 = \dfrac{n_{sto}}{n_{sto} + 10_{mol}}$

$$\Rightarrow n_{sto} = 2,5\ moles \qquad ...(II)$$

Pero por definición también se tiene:

$$n_{sto} = \frac{m_{sto}}{M_{sto}}$$

De (II):

$$2\ 5 moles = \frac{m_{sto}}{180g / mol}$$

$$\Rightarrow m_{sto} = 450g$$

Rpta.: D

PROBLEMA 03: En un reactor de 2 litros de introduce $H_{2(g)}$ y 0,1 moles de $CO_{(g)}$. la reacción que ocurre es

$$CO_{(g)} + 2H_{2(g)} \quad CH_3OH_{(g)}$$

En el equilibrio, a 7000 *k*, la presión total del sistema es 7 *atm*. Si se forman 0,06 moles de CH3OH ¿Cuál es la constante de equilibrio k_c?

Constante universal de los gases = 0,082 $\frac{atm.L}{mol.k}$

A) 60,0 B) 144,3 C) 289,8
D) 306,1 E) 937,5

Resolución: Al introducir $H_{2(g)}$ y $CO_{(g)}$ en un reactor de 2 litros ocurre la reacción

$$CO_{(g)} + 2H_{2(g)} \quad CH_3OH_{(g)} \quad ...(1)$$

Según el problema, el sistema alcanza el equilibrio cuando se tiene las condiciones:

Temperatura: $T = 700^o K$
Presión total. $P = 7\ atm$

$H_{2(g)}$
$CO_{(g)}$

Datos (*)

Número de moles de CO: $n_{co} = 0,1\ moles$

Volumen del recipiente: $V = 2\ litros$

Número de moles de CH_3OH:

$$n_{CH3OH} = 0,06\ moles$$

Constante universal de los gases:

$$R = 0,082\ \frac{atm.L}{mol.k}$$

En general , la concentración de un producto se determina por:

$$= \frac{n_{soluto}}{V_{solucion}} \qquad ...(2)$$

Para el $CO_{(g)}$:

$$[CO] = \frac{n_{CO}}{V}$$

De (*): $= \dfrac{0,1\ moles}{2\ litros}$

$= 0,05\ moles/L$; (M)

La reacción (1), cuando alcanza el equilibrio:

Reacción	$CO_{(g)}$	$+ 2H_{2(g)}$	$CH_3OH_{(g)}$
Inicio	0,05 M	x	
Cambio	-y	2y	+y
Equilibrio	0,05 -y	x 2y	+y

De donde se deduce que el CH_3OH tiene una concentración de.

$$[CH_3OH] = y$$

De (2): $\dfrac{n_{CH_3OH}}{V} = y$

De (*): $\dfrac{0,06\ moles}{2L} = y$

$$\Rightarrow [CH_3OH] = y = 0{,}03\ mol/L \qquad ...3$$

La concentración total de la reacción en el equilibrio:

$$[\ ]_t = (0{,}05-y) + (x-2y) + (y)$$
$$= 0{,}05 + x - 22y$$
$$= 0{,}05 + x - 2(0{,}03)$$
$$= x - 0{,}01\ ;\ moles/L \qquad ...4$$

Aplicando la "Ecuación Universal de los Gases":

$$P_tV = n_tRT$$
$$P_t = \left(\frac{n_t}{V}\right)RT$$
$$P_t = [\ ]_tRT$$

Reemplazando (4) y (*) en la expresión anterior:

$$7\ atm = \left((x-0{,}01)\ \frac{moles}{L}\right)\left(0{,}082\ \frac{atmL}{mol°K}\right)(700°K)$$

$$\Rightarrow x = 0{,}13\ mol/L \qquad ...(5)$$

Luego considerando la tabla, tenemos:

$$[CO] = 0{,}05 - y$$

De (3): $= 0{,}05 - 0{,}03$

$$= 0{,}02\ ;\ moles/L \qquad ...(6)$$

$$[H2] = x - 2y$$

De (5) y (3): $= 0{,}13 - 2(0{,}03)$

$$= 0{,}07\ ;\ moles/L \qquad ...(7)$$

Finalmente calculamos la constante de equilibrio K_c, cuya propiedad es la de medir el grado de avance de la conversión de los reactantes cuando llegan al equilibrio. Esta se define:

$$K_c = \frac{[productos]^{coeficientes}}{[Reactantes]^{coeficientes}}$$

De (3), (6) y (7): $= \frac{[CH_3OH]}{[CO][H_2]^2}$

$$= \frac{0{,}03}{(0{,}02)(0{,}07)^2}$$
$$= 306{,}1$$

Rpta.: D

PROBLEMA 04: Se mezcla 10 mL de una solución acuosa de HCl 0, 5mL de una solución acuosa de NaOH 0,05 M. El pH de la solución resultante es:

Dato: $log 2 = 0{,}30$

A) 1,3 B) 1,8 C) 2,3 D) 2,7 E) 3,1

Resolución:

El pH nos indica cuantitativamente el grado de acidez e las soluciones diluidas. Está relacionado con las concentraciones de los iones H^+. Su valor se obtiene mediante la fórmula.

$$pH = -log\ [H^+] \qquad ...(1)$$

La molaridad de una solución se determina por:

$$[\ ] = M = \frac{n}{V} \qquad ...(2)$$

y la normalidad, por definición

$$N = M\theta$$

De (2): $= \left(\frac{n}{V}\right)\theta \qquad ...(3)$

Donde:

- θ : es el número de elementos H^+ u OH^- que contiene molécula.
- n : es el número de moles de la solución
- V : es el volumen de la solución.

En el problema, se tiene una mezcla de una solución acuosa de HCl con otra de NaOH también acuosa, del cual se debe terminar el pH resultante.

Datos (*):

De la solución acuosa Hcl:

Volumen : $V_{HCl} = 10$ mL

Normalidad: $N_{HCl} = 0{,}1$ N

De la solución acuosa Na OH:

Volumen: $V_{NaOH} = 5$ mL

Molaridad: $M_{NaOH} = 0{,}05$ M ; (mol/L)

$log 2 = 0{,}3$

Al mezclarse las dos soluciones, éstas se neutralizan formándose una sal y agua:

$$1HCl_{(ac)} + 1NaOH_{(ac)} \rightarrow 1NaCl + 1H_2O \qquad ...(4)$$

El número de moles del HCl, aplicando la fórmula (3), donde $\theta = 1$ porque un átomo de H.

$$N_{HCl} = \frac{n_{HCl}}{V_{HCl}}\theta$$

$$De(*): 0{,}1N = \frac{n_{HCl}}{0{,}01L}x(1)$$

El número de moles de NaOH, aplicando la fórmula (2):

$$M_{NaOH} = \frac{n_{NaOH}}{V_{NaOH}}$$

De (*): $0{,}05\ mol/L = \dfrac{n_{NaOH}}{0{,}005L}$

$$\Rightarrow n_{NaOH} = 0{,}25 \times 10^{-3}\ moles \qquad \ldots (6)$$

Aplicando estequiometría en la reacción (4):

$$1mol_{NaOH} \xrightarrow{consume} 1mol_{HCl}$$

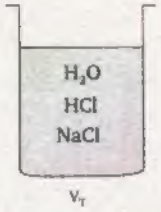
$$0{,}25x10_{-3}\ mol_{NaOH} \xrightarrow{consume} 0{,}25x10^{-3}\ mol_{HCl}$$

Se toma el número de moles del NaOH por ser el de menor cantidad (reactivo limitante), quedando un exceso del número de moles del HCl, es decir:

$$n_{Hcl}^{exceso} = 1 \times 10^{-3} moles - 0{,}25 \times 10^{-3} moles$$

$$= 0{,}75 \times 10^{-3}\ moles \qquad \ldots (7)$$

La mezcla final es:



$$V_T = V_{HCl} + V_{NaOH}$$

$$= 0{,}01\,L + 0{,}005\,L$$

$$= 0{,}015\,L \qquad \ldots (8)$$

El exceso del HCl, que es un ácido fuerte, se disocia totalmente:

$$1HCl \quad 1H^+ + 1Cl^{-1}$$

Entonces:

$$[H^+] = [HCl]$$

$$= \frac{n_{HCl}^{exceso}}{V_T}$$

De (7) y (8): $= \dfrac{0{,}75x10^{-3}\,moles}{0{,}015L}$

$$= 0{,}05$$

$$= \frac{10^{-1}}{2}$$

Aplicando logaritmos a esta última expresión:

$$\log[H^+] = \log\left(\frac{10^{-1}}{2}\right)$$

$$-\log[H^+] = -\log\left(\frac{10^{-1}}{2}\right)$$

De (1): $pH = [\log 10^{-1} - \log 2]$

De (*): $= -[-1 - 0{,}3]$

$$= 1{,}3$$

Rpta.: A

PROBLEMA 06: A 25°C, se prepara 300 mL de una solución, al 23,1% en masa de ácido acético (CH_3COOH), y cuya densidad es 1,03 g/mL. Esta solución se diluye agregándole 200 mL de agua ¿Cuál es el pH de la solución final?

$K_a(CH_3COOH) = 1{,}8.10^{-5}$

Masa molar: $CH_3COOH = 60\ g/mol$

$\log 6{,}54 = 0{,}82$

A) 2,07 B) 2,18 C) 3,28

Resolución:

Por teoría:

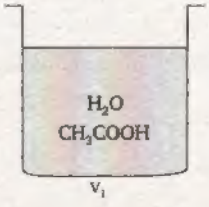
$$pH = -\log[H^+] \qquad \ldots(I)$$

$$Molaridad = \frac{n^{sto}}{v^{sol}} = \frac{10x(\%m_{sto})Psol}{M_{sto}} \qquad \ldots(II)$$

La constante de equilibrio:

$$K_c = \frac{[productos]^{coeficientes}}{[Reactantes]^{coeficientes}} \qquad \ldots(III)$$

Según el problema, inicialmente se tiene una solución con un porcentaje en masa de ácido acético (CH_3COOH):



E&M

Datos (*):

Temperatura: T= 25°C

Volumen inicial de la solución: V_1=300 mL=0,3 L

Porcentaje en masa del soluto: %W=23,1%

Densidad de la solución: P_{sol}= 1,03 g/*mol*

*log*6,54=0,82

Constante de acidez del CH_3COOH:

$$K_a = 1{,}8x10^{-5}$$

Masa molar del CH_3COOH:

$$\overline{M}CH_3COOH = 60\ g/mol$$

La molaridad inicial de la solución, aplicando (II):

$$M_1 = \frac{10(\%W)xP_{sol}}{\overline{M}_{CH_3COOH}}$$

$$= \frac{10(23,1)(1,03)}{60}$$

$$\approx 3,9655;(mol/L) \qquad ...(1)$$

El número de moles del soluto (CH_3COOH):

$$n = M_1 x V_1$$

De (*) y (1): $= 3,9655;(mol/L)(0,3L)$

$$= 1,18965 moles \qquad ...(2)$$

Luego según el problema, a la solución se le agrega 200 ml de agua, entonces:

$$V_2 = 300mL + 200mL = 500mL$$

$$\Rightarrow V_2 = 0,5L \qquad ...(3)$$

La molaridad de esta nueva solución:

$$M_2 = \frac{n}{V_2}$$

$$= \frac{1,18965 moles}{0,5L}$$

$$= 2,379 moles/L \qquad ...(4)$$

Como el CH_3COOH es un ácido débil se disocia parcialmente en el equilibrio iónico, así:

Reacción	$1CH_3COOH_{2(ac)}$		$1CH_3COO_{(ac)}$	$+1H^+_{(ac)}$
Inicio	2,379			
Cambio	- x		+x	+x
Equilibrio	2,379 - x		x	x

En el equilibrio se cumple: $K_c = K_a$

De (III):

$$\frac{(x)^1(x)^1}{2,379-x} = K_a$$

De (*):

$$\frac{x^2}{2,379-x} = 1,8x10^{-5}$$

$$\Rightarrow x = 6,54x10^{-3}$$

$$\Rightarrow x = [H^+] = 6,54x10^{-3} \qquad ...(5)$$

Además de la formula (I):

$$pH = \log[H^+]$$

$$= -\log[6,54x10^{-3}]$$

$$= -[\log(6,54) + \log(10^{-3})]$$

$$= -(0,82-3)$$

$$= 2,18$$

Rpta.: B

TEMARIO QUÍMICA

Aritmética (15 folletos)
Álgebra (15 folletos)
Geometría (14 folletos)
Trigonometría (17 folletos)
Raz. Matemático (18 folletos)
Física (16 folletos)
Química (17 folletos)

- 140 páginas
- Marco teórico completo.
- 100 problemas resueltos
- 100 problemas propuestos con claves.
  Básico - Intermedio - Avanzado
- Exámenes de admisión resueltos .

N°	TEMAS
1	Materia y Energía - Química Nuclear
2	El Átomo - Modelos atómicos
3	Configuración Electrónica - Números Cuánticos
4	Tabla Periódica y sus Propiedades
5	Formulación y Nomenclatura Inorgánica
6	Cálculos Químicos
7	Enlace Químico - Geometría y Fuerzas Intermoleculares
8	Estados Condensados de la Materia - Densidad, Presión, Temperatura
9	Estado Gaseoso - Mezcla de Gases
10	Reacciones Químicas - Estequiometría
11	Sistemas Dispersos - Soluciones
12	Cinética - Equilibrio Químico
13	Ácidos y Bases
14	Electroquímica
15	Química Orgánica I: Carbono, Petróleo e Hidrocarburos
16	Química Orgánica II: Compuestos Orgánicos Nitrogenados y Oxigenados
17	Contaminación - Química Aplicada

Telf.: 424 - 6350
Cel.: 992 - 796104
Editorial RODO
editorialrodo@gmail.com